Communauté française de Belgique

Module 406 ENSEIGNEMENT À DISTANCE Série 2 de 12

Chimie C2D

Enseignement secondaire de transition - 2e degré

Structure de la matière

Agers

Mai 2008

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Table des matières

1 Présentation de la série 1

1.1 Motivation 1
1.2 Objectifs de la série 1
1.3 Place de la série dans le module 1
1.4 Plan de la série 1
1.5 Prérequis de la série 2

2 Développement des leçons 4

Leçon 1 - États de la matière

2.1 Introduction 4
2.1.1 Motivation 4
2.1.2 Objectifs de la leçon 4
2.1.3 Plan de la leçon 4
2.1.4 Prérequis de la leçon 4
2.1.5 Activités 5
2.1.6 Matériel 5
2.2 Contenu de la leçon 6
2.2.1 Leçon 6
■ **Propriétés générales des états de la matière** 6
☐ État solide 6
☐ État liquide 7
☐ État gazeux 8
■ **Changements d'état** 9
☐ La fusion et la solidification 9
☐ La fusion et la solidification franches 10
☐ La vaporisation et la liquéfaction 11
☐ La sublimation et la condensation 15
■ **Autres transformations physiques** 16
☐ La dissolution et la cristallisation 16
2.2.2 Corrigé des activités 17
2.3 Synthèse de la leçon 19
2.4 Évaluation de la leçon 21
2.4.1 Test d'autocontrôle 21
2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C. 23

Leçon 2 - Atomes, molécules, ions, masses atomique, moléculaire et molaire

2.1 Introduction 24
2.1.1 Motivation 24
2.1.2 Objectifs de la leçon 24
2.1.3 Plan de la leçon 24
2.1.4 Prérequis de la leçon 24
2.1.5 Activités 25
2.2 Contenu de la leçon 26
2.2.1 Leçon 26
■ **Atomes** 26
☐ Structure de l'atome 26
☐ Dimension des atomes 27
☐ Nombre (ou numéro) atomique Z 27
☐ Isotopie - Nombre de masse A 27
☐ Symboles chimiques 29
■ **Molécules et ions** 30
☐ Molécules 30
☐ Ions 31
■ **Masses atomique, moléculaire et molaire** 35
☐ Masse atomique ou masse d'un atome 35
☐ Masse d'une molécule 37
☐ Méthode de détermination de la masse atomique relative A_r 37
☐ Masse moléculaire relative M_r 39
☐ La mole 39
☐ Masse molaire M 40
2.2.2 Corrigé des activités 41
2.3 Synthèse de la leçon 43
2.4 Évaluation de la leçon 45
2.4.1 Test d'autocontrôle 45
2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C. 48

Leçon 3 - Modèles atomiques

2.1 Introduction 50
2.1.1 Motivation 50
2.1.2 Objectifs de la leçon 50
2.1.3 Plan de la leçon 50
2.1.4 Prérequis de la leçon 50
2.1.5 Matériel 51
2.2 Contenu de la leçon 51
2.2.1 Leçon 51
■ **Modèle atomique de Rutherford-Chadwick** 51
■ **Modèle atomique de Bohr** 52
☐ Limites du modèle de Rutherford-Chadwick 52
☐ Les niveaux d'énergie des électrons 54
☐ Répartition des électrons des 20 premiers éléments 55
2.2.2 Corrigé des activités 56
2.3 Synthèse de la leçon 57
2.4 Évaluation de la leçon 58
2.4.1 Test d'autocontrôle 58
2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C. 59

3 Synthèse de la série 60

4 Évaluation de la série 62

4.1 Test d'autocontrôle 62
4.2 Corrigé commenté du T.A.C. 64
4.3 Activités complémentaires 65
4.4 Corrigé des activités complémentaires 66
4.5 Devoir de fin de série 67

Annexe
■ **Masse atomique relative et spectrométrie de masse** 73

L'Enseignement à Distance s'est efforcé de respecter les prescriptions légales relatives aux droits d'auteur et de contacter les ayants droit. Toute personne qui se sentirait lésée et qui souhaiterait faire valoir ses droits est priée de se faire connaître.

Éditeur responsable
M. Denis Van Lerberghe
Directeur

Direction de l'Enseignement à Distance
Téléphone : 02/690 82 82
Courriel : ead@cfwb.be

Ministère de la Communauté française de Belgique - Administration générale de l'Enseignement et de la Recherche scientifique
Boulevard du Jardin Botanique 20-22 – 1000 Bruxelles

Dépôt légal : D/2008/10.930/01

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

1 Présentation de la série

1.1 Motivation

L'eau, l'air, les roches, la végétation, notre corps, tous les objets qui nous entourent sont constitués de matière. Mais de quoi la matière est-elle constituée ? Peut-on expliquer les différents aspects sous lesquels elle se présente à nos yeux ? Nous allons répondre à ces questions dans cette série.

1.2 Objectifs de la série

À la fin de cette série, vous devrez être capable de reconnaître les caractéristiques des différents états et des différents constituants de la matière et de décrire le modèle atomique de Bohr.

1.3 Place de la série dans le module

Module	**Chimie C2D**
Série 1	Entrée du module
Série 2	Structure de la matière ⮌ VOUS ÊTES ICI
Série 3	Éléments chimiques
Série 4	Mélanges et corps purs
Série 5	Corps composés et corps simples
Série 6	Liaisons chimiques
Série 7	Réactions chimiques
Série 8	Oxygène
Série 9	Électrolytes I - Bases
Série 10	Électrolytes II - Acides
Série 11	Électrolytes III - Sels
Série 12	Sortie du module

1.4 Plan de la série

Cette série comprend les leçons suivantes :

Leçon 1	États de la matière
Leçon 2	Atomes, molécules, ions, masses atomique, moléculaire et molaire
Leçon 3	Modèles atomiques

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

1.5 Prérequis de la série

Afin de pouvoir suivre sans difficulté ce cours de chimie, il est indispensable de posséder certaines notions mathématiques. À cette fin, nous vous invitons à résoudre les questions ci-dessous et à y répondre en cochant les bonnes réponses.

■ Test d'autocontrôle

1. La valeur 0,0003 peut se mettre sous la forme :
a. 3.10^{-3}
b. 3.10^{-4}
c. 3.10^{-2}
d. 3.10^{4}

2. 15 mm^2 = … m^2
a. $1,5.10^{-2}$
b. $1,5.10^{-3}$
c. $1,5.10^{-4}$
d. $1,5.10^{-5}$

3. 0,3 mm = … m
a. 3.10^{-1}
b. 3.10^{-2}
c. 3.10^{-3}
d. 3.10^{-4}

4. 0,0145 kg = … g
a. 1,45
b. 14,5
c. 145
d. 1450

5. 0,001 g = … kg
a. 10^{-6}
b. 10^{-5}
c. 10^{-4}
d. 1

6. 1 dm^3 = … m^3
a. 0,1
b. 0,01
c. 0,001
d. 0,0001

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

7. Si a = 8 et b = 4, la valeur de c dans l'égalité $a = \frac{b}{c}$ est :
a. 1/2
b. 2
c. 4
d. 32

■ Corrigé commenté du test d'autocontrôle

1. La réponse correcte est la réponse b.
$0{,}0003 = 3.10^{-4}$
En effet, si nous observons les différentes réponses :
a. $3.10^{-3} = 0{,}003$
c. $3.10^{-2} = 0{,}03$
d. $3.10^{4} = 30\,000$

2. La réponse correcte est la réponse d.
Il y a 1 000 000 de mm^2 dans 1 m^2, autrement dit 1 $mm^2 = 10^{-6}$ m^2.
15 mm^2 = 0,000 015 $m^2 = 1{,}5.10^{-5}$ m^2

3. La réponse correcte est la réponse d.
0,3 mm = 0,0003 m (car il y a 1000 mm dans 1 mètre); 0,0003 m = 3.10^{-4} m

4. La réponse correcte est la réponse b.
1 kg = 1000 g donc 0,0145 kg = 14,5 g

5. La réponse correcte est la réponse a.
1 g = 1 millième de kilogramme soit 10^{-3} kg
1 millième de gramme = 1 millionième de kg, donc 0,001 g = 10^{-6} kg

6. La réponse correcte est la réponse c.
1 dm^3 est un millième de mètre cube soit 0,001 m^3

7. La réponse correcte est la réponse a.
Pour calculer c, vous pouvez écrire cette fraction sous la forme $c = \frac{b}{a} \rightarrow c = \frac{4}{8} = \frac{1}{2}$

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2 Développement des leçons

Leçon 1

États de la matière

2.1 Introduction

2.1.1 Motivation

La matière se présente sous trois états physiques : l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux. Nous vous montrerons dans cette leçon que les propriétés particulières à chaque état physique résultent de la manière dont les particules sont disposées et se comportent. Ces propriétés particulières ont une telle influence sur le comportement de la matière que nous serons amenés, dans les prochaines séries, à préciser dans quel état la matière se trouve lors du phénomène étudié.

2.1.2 Objectifs de la leçon

Au terme de cette leçon, vous devrez être capable de reconnaître les propriétés des différents états de la matière et d'utiliser le terme propre à chaque transformation physique.

2.1.3 Plan de la leçon

- **Propriétés générales des états de la matière**
- **Changements d'état**
- **Autres transformations physiques**

2.1.4 Prérequis de la leçon

- Dans cette leçon, nous utiliserons la notion de **masse volumique**. Il est peut-être utile d'en rappeler la signification :
  - la masse volumique d'un corps est la masse de l'unité de volume de ce corps.
  - la masse volumique (symbole : ρ) est exprimée, dans le système international (SI), en kilogramme par mètre cube ($kg.m^{-3}$).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Exemple : la masse volumique du nickel est de 9000 $kg.m^{-3}$
cela signifie que 1 m^3 de nickel a une masse de 9000 kg.
La masse volumique est parfois exprimée en $g.cm^{-3}$ ou en $kg.dm^{-3}$.
Exemple : ρ (Ni) = 9 $g.cm^{-3}$ = 9 $kg.dm^{-3}$

- Un autre rappel de la physique concerne le mouvement des particules dans un solide. En effet, pour la bonne compréhension de la leçon sur les changements d'état, nous devrons tenir compte du fait que les particules sont animées de mouvements de vibration de faible amplitude autour de leur position moyenne. L'énergie contenue dans ces vibrations n'est pas nécessairement la même pour toutes les particules.

2.1.5 Activités

Au cours de la leçon, vous serez invité à répondre à des questions ou à compléter un texte avec le mot exact. Ces exercices vous seront signalés par le logo ✍. Vous trouverez la correction de ces activités en 2.2.2 avant la synthèse de la leçon.

2.1.6 Matériel

Lorsque vous devrez réaliser une expérience, nous l'indiquerons par le logo :

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.2 Contenu de la leçon

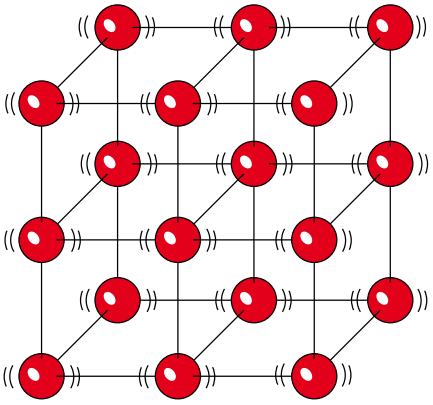
2.2.1 Leçon

Depuis l'Antiquité, nous savons que la matière est constituée de corpuscules que certains auteurs ont traduits par « petits grains de matière » et d'autres par « particules ». Dans cette première leçon, nous utiliserons la dénomination « particules ». Dans les leçons suivantes, nous verrons que ces grains de matière ou particules ont un nom précis : atome, molécule, ion…
Selon l'agencement des particules, la matière se présente sous différents états. Lorsque nous mangeons un biscuit, buvons un verre d'eau ou aspirons une bouffée d'air, nous savons que nous mangeons un **solide**, buvons un **liquide** et aspirons un **gaz**. Examinons de plus près ces trois états.

■ Propriétés générales des états de la matière

☐ État solide

Plaçons une tige de fer debout, couchée, inclinée… Frappons-la avec un marteau, essayons de la plier, de la déformer : sa forme change difficilement, son volume ne change pas. La tige ne casse pas lorsqu'on la tient par une extrémité : les particules constitutives de la tige ont beaucoup de cohésion entre elles.
Nous pouvons dire que les solides :
- ont une **forme propre**, ce qui nous permet de les dessiner;
- sont **rigides**, ce qui nous permet de les saisir;
- ont un volume pratiquement constant, à moins que l'on exerce un effort important : on dit qu'ils sont **incompressibles**;
- ont une **grande cohésion**.



Interprétons ces phénomènes.

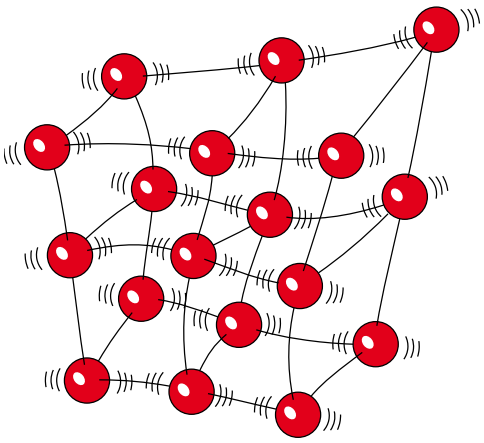
Dans un solide, les particules constitutives sont empilées selon des positions fixes, disposées parfois suivant un ordre géométrique défini auquel on donne le nom de **cristal**.
Chaque particule est maintenue en place par les forces d'attraction ou de répulsion générées par ses voisines. Ces forces sont de nature électrique et font du solide un bloc cohérent.
Pour séparer les particules constitutives d'un solide, il faut vaincre les forces interparticulaires en exerçant des forces considérables. Pour couper un fil d'acier de 1 mm^2 de section, il faut exercer une force de 2000 N. Un orifice percé dans un solide ne permet pas l'écoulement par gravité du solide.

Cette description du comportement des particules permet d'expliquer les observations précédentes.
Donc, les solides :
- ont une **forme propre** et une **rigidité** en raison de la disposition compacte et des attractions mutuelles des particules;
- sont **incompressibles** en raison de l'impossibilité de pouvoir rapprocher davantage les particules.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ État liquide

Il n'est, bien sûr, pas possible de répéter les manipulations précédentes avec de l'eau ou de l'alcool. Mais nous pouvons transvaser l'eau d'une bouteille dans une autre bouteille de forme différente. Le volume d'eau ne varie pas, l'eau épouse la forme du récipient qui le contient.
Si nous aspirons de l'eau dans une seringue, bouchons l'orifice et poussons sur le piston, il ne s'enfonce pas : l'eau n'est pas compressible.
Nous pouvons dire que les liquides :
- n'ont **pas de forme propre**; ils prennent la forme du récipient qui les contient et sont séparés de l'air par une surface plane et horizontale;
- ont un volume pratiquement constant : ils sont **incompressibles**;
- ne peuvent être saisis entre les doigts, car ils **s'écoulent** : ce sont des **fluides**.



Interprétons ces phénomènes.

Dans un liquide, les particules sont proches les unes des autres et il y a peu de vide entre elles. Elles n'ont pas de position fixe durant de longues périodes : elles sont très mobiles car l'énergie nécessaire pour les déplacer est peu importante. Une ouverture pratiquée dans la paroi latérale du récipient contenant le liquide permet aux particules de s'échapper par gravité. Puisque le déplacement des particules est facile, le liquide a un comportement différent de celui du solide : tout en conservant le même volume, il est déformable.

Cette description du comportement des particules permet d'expliquer les observations précédentes.
Donc, les liquides :
- n'ont **pas de forme propre** car, placées dans un récipient, les particules se répandent et épousent ainsi la forme des parois en présentant une surface libre plane et horizontale;
- sont **fluides** en raison de la faible attraction entre les particules;
- sont **incompressibles** en raison de l'impossibilité de rapprocher davantage les particules.

Nous retiendrons toutefois une caractéristique commune : le liquide et le solide sont des **états condensés** de la matière. Il s'ensuit :
- une masse volumique du même ordre de grandeur; par exemple, lors du passage de l'état solide à l'état liquide, la masse volumique ρ du cuivre passe de 8960 à 7940 $kg.m^{-3}$, celle du soufre passe de 2070 à 1819 $kg.m^{-3}$ et celle de la glace[1], de 915 $kg.m^{-3}$ à 1000 $kg.m^{-3}$.
- une compressibilité très faible parce que les forces de répulsion augmentent très fortement lorsqu'on veut diminuer le volume propre des particules.

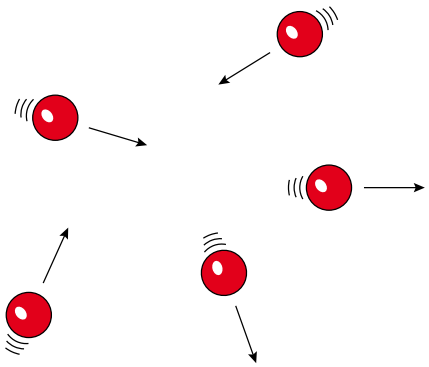
[1] La glace est un solide exceptionnel, puisqu'elle est plus légère que le liquide correspondant (l'eau).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ État gazeux

Fermons l'orifice d'une pompe à bicyclette et poussons le piston : il s'enfonce facilement. L'air est très compressible. Laissons une bouteille de parfum ouverte, le parfum diffuse dans l'air, il est expansible.
Nous pouvons dire que les gaz :
- ont un volume qui peut varier considérablement : ils sont **compressibles**.
- n'ont **pas de forme propre** et occupent tout le volume qui leur est offert : ils sont **expansibles**.
- ne peuvent être saisis entre les doigts : ce sont des **fluides**.

✍ **Activité 1** (corrigé au point 2.2.2 page 17)
Interprétez ces phénomènes en remplaçant les pointillés par le terme correct.



Dans un gaz, les distances entre les particules sont très ..... par rapport au diamètre des particules. Qu'en résulte-t-il ?
- une masse volumique très ..... , elle est environ mille fois plus ..... que celle de l'état condensé. Pour la vapeur d'eau à 100°C, $\rho = 0{,}588$ kg.m^{-3} sous la pression normale de 101 325 Pa.
- une compressibilité très ..... . En effet, puisqu'il y a de nombreux vides, la compression ne fait pas intervenir les dimensions des particules, mais les énormes ..... entre les particules.

Dans les gaz, les particules sont animées de ..... rapides et désordonnés. Entre deux chocs consécutifs, les molécules décrivent des trajectoires rectilignes : tout se passe comme si elles rebondissaient sur la paroi du récipient qui les contient. Cette image mécanique de l'agitation gazeuse explique l'expansibilité et la diffusibilité des gaz ainsi que la possibilité des gaz, même plus lourds que l'air, de diffuser intégralement à travers un orifice de la paroi du récipient qui les contient.
En raison du mouvement de leurs particules, les liquides et les gaz sont appelés des ..... .

Cette description du comportement des particules permet d'expliquer les observations précédentes.
Donc, les gaz :
- sont **expansibles**, en raison de l'agitation incessante des particules qui, enfermées dans un récipient, occupent tout le volume offert et peuvent s'échapper du récipient au hasard de leur passage devant l'ouverture;
- sont des **fluides**, car les particules ne s'attirent pratiquement pas entre elles;
- sont **compressibles**, en raison de l'espace existant entre les particules qui, de ce fait, peuvent être rapprochées.

Propriétés caractéristiques des trois états de la matière			
	solide	**liquide**	**gaz**
Volume déterminé	oui	oui	non
Forme propre	oui	non	non
Compressibilité	très faible	très faible	très grande
Cohésion entre les particules	grande	faible	nulle

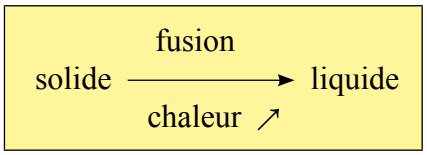
© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

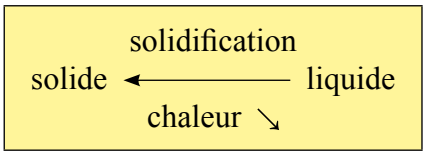
■ Changements d'état

Par la physique, nous savons que, dans les solides, les particules sont animées de petites oscillations autour d'une position moyenne. L'énergie contenue dans les oscillations n'est pas nécessairement la même pour toutes les particules. La température nous renseigne sur leur énergie moyenne : plus la température est élevée, plus les oscillations sont rapides et amples, plus l'énergie est considérable.
Lors d'un changement d'état d'un corps, la chaleur intervient comme facteur essentiel et la température comme caractéristique physique principale.

☐ La fusion et la solidification

Si nous chauffons de la paraffine dans un récipient, nous constatons qu'elle devient liquide. On dit qu'elle fond. On appelle **fusion** le passage de l'état solide à l'état liquide.
Si nous cessons de chauffer, au bout de quelques instants, le liquide est remplacé par un solide. On dit que la paraffine se solidifie. On appelle **solidification** (ou parfois **congélation**) le passage de l'état liquide à l'état solide. Le solide et le liquide obtenus sont deux états différents du même corps : la paraffine.





Comment expliquer ces observations ? Lorsqu'on augmente la température d'un solide, il arrive un moment où l'énergie des particules est suffisante pour fournir le travail nécessaire à rompre les liens qui maintiennent ces particules dans leur position respective. Ces particules peuvent alors rouler les unes sur les autres : c'est le passage de l'état solide à l'état liquide. Ce changement d'état s'appelle la **fusion**.

Il existe différents types de fusion : la fusion franche et la fusion pâteuse.
- *la fusion franche :* si nous chauffons de la paraffine, de la glace, des cristaux de naphtalène[2], nous constatons que ces corps passent brusquement de l'état solide à l'état liquide à des températures nettement distinctes. Toutes les liaisons entre particules sont rompues à la même température. Il s'agit dans ce cas de la **fusion franche**.
- *la fusion pâteuse :* la fusion de certains corps : cire, verre, fer… est progressive. Au cours de l'élévation de température, ces corps passent par toute une série d'états intermédiaires entre l'état solide et l'état liquide, ces états intermédiaires sont appelés **états pâteux**.
  Les liaisons entre particules varient de l'une à l'autre; les plus faibles sont rompues les premières, les plus fortes les dernières, au fur et à mesure que la température croît. Ces corps subissent la **fusion pâteuse** à laquelle on doit de pouvoir forger le fer, étirer et souffler le verre, modeler la cire…

  Certains corps ne subissent pas de fusion lorsqu'ils sont soumis à une augmentation de température. C'est le cas, notamment, du sucre, du bois, de la craie. Ces corps se décomposent en produits gazeux, laissant éventuellement un résidu carboné. Ils n'atteignent pas l'état liquide. Ce phénomène est tout simplement appelé **décomposition**.

[2] Constituant principal d'une variété de boules antimites (appelé communément naphtaline).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ La fusion et la solidification franches

Si nous chauffons, dans un bain d'eau, des cristaux de naphtalène contenus dans une éprouvette et que nous notons la température toutes les minutes, nous pouvons faire les observations suivantes :

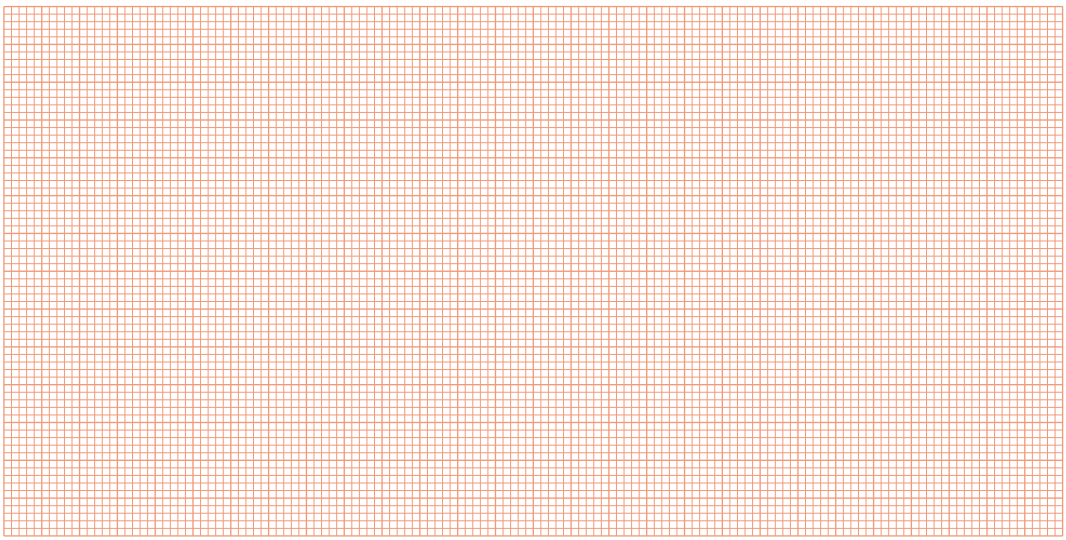
- aucune transformation ne se manifeste tant que la température reste inférieure à 80°C;
- un liquide clair apparaît à 80°C. Deux phases sont alors présentes : la **phase solide**, constituée de naphtalène cristallisé, et la **phase liquide**, constituée de naphtalène fondu. Tant que ces deux phases coexistent, la température reste fixée à 80°C. Dès que la phase solide a disparu, la température croît de nouveau.
- sur le graphique exprimant la variation de la température en fonction du temps, vous constaterez l'existence d'un segment horizontal, parallèle à l'axe des temps, et correspondant à une température de 80°C. Ce segment, désigné par « palier de température », montre que la fusion du naphtalène commence et se poursuit à 80°C. La température de 80°C représente la **température de fusion** (ou **point de fusion**) du naphtalène.

✍ **Activité 2** (corrigé au point 2.2.2 page 17)

Nous vous proposons de porter les valeurs de ce tableau sur un graphique. Ces valeurs sont des résultats expérimentaux. Le temps t, exprimé en minutes, est porté en abscisse; la température θ, exprimée en degrés Celsius, est portée en ordonnée.

t / min	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5	5,5	6
θ /°C	67,5	70	72,5	74	76	77,5	79	80	80	80	80	80	80

t / min	6,5	7	7,5	8	8,5	9	9,5	10	10,5	11	11,5	12	
θ /°C	80	80	80	80	80	80	81	82	83,5	85	87	89	



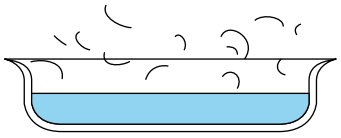
© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

✍ **Activité 3** (corrigé au point 2.2.2 page 17)
Essayez d'interpréter ce qui se passe dans la matière lors de la fusion franche.
Pendant le chauffage du solide, les particules oscillent autour de leur position moyenne avec des amplitudes de plus en plus fortes, ce qui se traduit par une …… de la température du solide.
Lorsque la température du …… atteint la température de …… , par suite de l'importance des vibrations des particules, l'édifice solide …… .
L'énergie thermique, ou plus simplement la chaleur fournie avant la …… , sert à chauffer le solide, c'est-à-dire à augmenter l'amplitude d'oscillation des particules autour de leur position moyenne, tandis que l'énergie thermique fournie pendant la fusion est utilisée pour rompre les liens entre les ……: il en résulte que la température reste …… .

Si nous observons le refroidissement du naphtalène liquide, nous remarquerons que :
- la température diminue d'abord;
- se stabilise ensuite à 80°C pendant que le naphtalène se solidifie;
- diminue à nouveau dès que tout le naphtalène est devenu solide.

☐ La vaporisation et la liquéfaction

Nous venons de voir que, pour provoquer le phénomène de fusion, il fallait se placer dans des conditions de température et de pression (nous avons travaillé à la pression atmosphérique) bien déterminées.
Or, si nous abandonnons une petite quantité d'eau dans une assiette, nous constaterons la disparition totale ou partielle de cette quantité d'eau après quelques heures ou quelques jours. Que s'est-il passé ?



Les particules de liquide en contact avec l'air, c'est-à-dire les particules de la surface libre du liquide, trouvent assez d'énergie dans le milieu ambiant pour rompre leurs liens et passer à l'état gazeux. L'eau liquide devient ainsi de la vapeur d'eau. L'eau s'est vaporisée.
Lorsque la vapeur prend naissance à la surface libre du liquide, la **vaporisation** est appelée **évaporation**. Ce phénomène peut se produire à différentes températures et sous différentes pressions. Il est mis à profit dans de nombreuses applications familières comme, par exemple, l'usage des humidificateurs, le séchage du linge… mais aussi industrielles.
L'évaporation peut donc se faire à n'importe quelle température, mais certains facteurs peuvent influencer sa vitesse.
- Ainsi le linge sèche plus vite s'il est étalé. Le séchage est aussi accéléré s'il fait chaud ou s'il y a du vent.
- Dans les marais salants, on active l'évaporation de l'eau en étalant l'eau de mer sur de grandes étendues.
- Dans l'industrie, on active l'évaporation par le vide.
- L'éther et l'alcool s'évaporent plus vite que l'eau. Les liens entre les particules de ces liquides sont moins forts que les liens entre les molécules d'eau. L'éther et l'alcool sont des liquides plus **volatils** que l'eau.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Lorsque la vapeur prend naissance à l'intérieur du liquide sous forme de bulles qui viennent ensuite crever tumultueusement à la surface, la vaporisation prend le nom d'**ébullition**.

L'**ébullition** et l'**évaporation** sont les formes de la **vaporisation**.
Le passage de l'état gazeux à l'état liquide est appelé la **liquéfaction** (parfois la **condensation**).

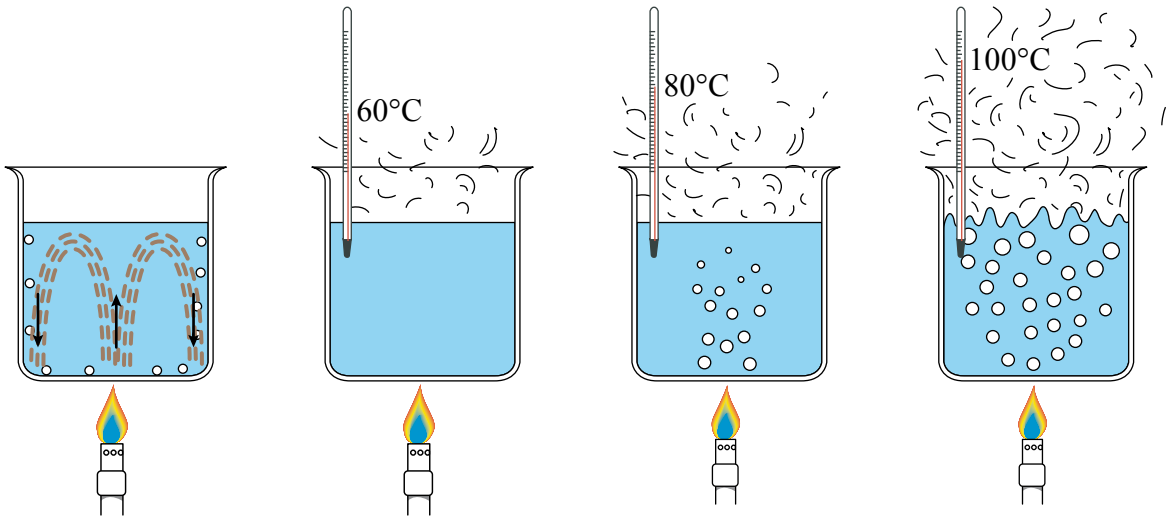
liquide —(vaporisation, chaleur ↗)→ gaz

liquide ←(liquéfaction, chaleur ↘)— gaz

Nous retiendrons les définitions suivantes :

L'évaporation est une **vaporisation lente** d'un liquide dans une atmosphère gazeuse.
Elle se produit **à toute température** et uniquement **à la surface libre du liquide**.
L'ébullition est une **vaporisation rapide** d'un liquide qui se produit **au sein même du liquide** à une **température bien déterminée**.

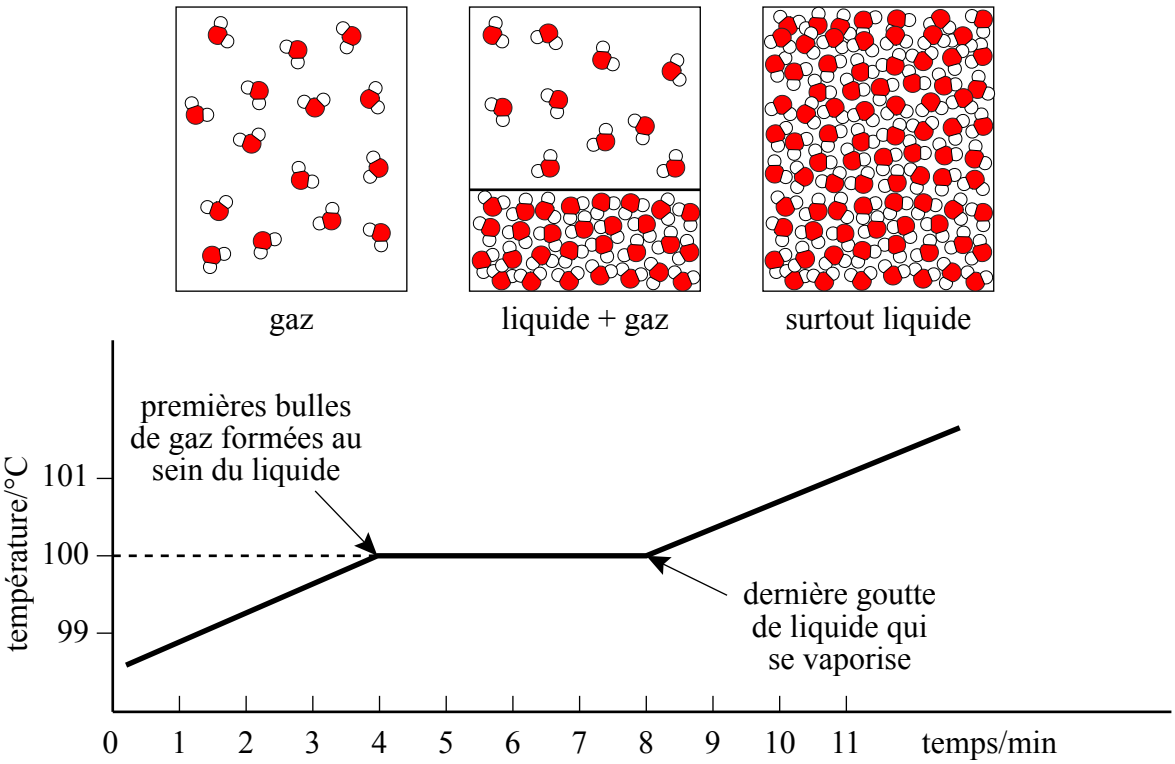
Vous avez certainement déjà fait bouillir de l'eau, mais nous vous suggérons de refaire ce geste familier pour observer les phases importantes du phénomène.
Pour effectuer vos observations, vous devez disposer d'un thermomètre dont les graduations atteignent au moins 100°C. Si vous avez un peu de sciure de bois, ajoutez-en à l'eau que vous faites chauffer, vous pourrez visualiser le mouvement des bulles.
Chauffons l'eau contenue dans un récipient transparent et observons ce qui s'y passe.



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

De petites bulles gazeuses s'élèvent d'abord dans le liquide : l'air adhérant aux parois du récipient ou dissous dans l'eau se dégage. Simultanément, un courant ascendant d'eau chaude se produit au-dessus du point de chauffe : ce courant tend à uniformiser la température.
Vers 60°C, de la vapeur s'élève de la surface libre de l'eau : la vitesse d'évaporation devient très grande.
Vers 80°C, au point de chauffe, naissent des bulles de vapeur qui s'élèvent dans le liquide en diminuant de volume à mesure qu'elles atteignent les couches liquides supérieures, moins chaudes. L'eau fait entendre un bruissement particulier : elle « chante ».
Enfin, à 100°C, de grosses bulles de vapeur se forment au contact de la paroi de chauffe, s'élèvent en grossissant encore et crèvent à la surface en abandonnant des grandes quantités de vapeur : l'eau **bout**.
Si nous réalisons cette expérience en notant la température toutes les minutes, nous pouvons observer, sur le graphique exprimant la variation de la température en fonction du temps, l'existence d'un palier de température correspondant à 100°C. La température de 100°C représente la **température d'ébullition** (ou **point d'ébullition**) de l'eau.
La température d'ébullition dépend de la pression surmontant le liquide. Sous la pression atmosphérique normale, on parlera de **température normale d'ébullition**.

✍ **Activité 4** (corrigé au point 2.2.2 page 18)
Associez à chaque partie du graphique le schéma correspondant.



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Essayons d'interpréter ce qui se passe dans la matière.

Pendant le chauffage du liquide, les particules sont animées de vitesses de plus en plus grandes, mais elles restent essentiellement confinées dans le volume du liquide, c'est-à-dire que les particules restent liées entre elles. Lorsque le liquide bout, l'énergie thermique fournie sert à briser les liens entre les particules du liquide et la température reste constante : les particules devenant pratiquement indépendantes, on obtient l'état gazeux.
On pourrait se poser la question : pourquoi l'eau bout-elle à 100°C et l'éther à 35°C ?
Nous venons de voir que l'éther était un liquide plus volatil que l'eau, c'est-à-dire que les liens entre les particules qui le constituent sont moins forts. À température extérieure égale, l'éther trouvera plus facilement l'énergie suffisante pour passer à l'état vapeur.
Mais pourquoi l'ébullition a-t-elle lieu à une température bien déterminée ?
Nous savons par la physique que la vaporisation d'un liquide dans un espace vide de volume limité est rapide, mais n'est pas infinie. Lorsque l'espace offert à la vapeur d'un liquide renferme la quantité maximale de vapeur qu'il peut contenir dans les conditions de l'expérience, le liquide ne se vaporise plus. Cette vapeur exerce une pression sur son liquide générateur; cette pression est appelée **tension de vapeur**.

Considérons les deux liquides : l'éther et l'eau.
Au-dessus de ces liquides, il y a de l'air qui exerce une pression *P* (habituellement la pression atmosphérique). Comme l'**éther** est très volatil, il engendre rapidement une vapeur qui exerce une pression. Lorsque cette pression est égale à la pression atmosphérique, le liquide entre en ébullition. Ce phénomène a lieu à **35°C**.
L'**eau** est nettement moins volatile que l'éther, sa tension de vapeur est beaucoup plus basse. Il faudra donc élever la température pour créer une vapeur d'eau dont la pression soit égale à la pression atmosphérique et engendrer ainsi l'ébullition. Ce phénomène a lieu à **100°C**.

Exemples d'applications de la tension de vapeur

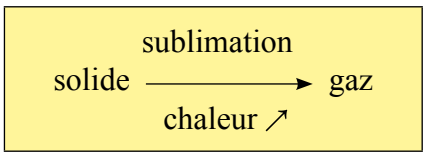
- L'autocuiseur.
  Dans un autocuiseur, la température de l'eau est supérieure à 100°C, car la pression qui règne dans celui-ci est supérieure à la pression atmosphérique.
  Lorsqu'on chauffe de l'eau en vase clos (autocuiseur), la pression exercée sur le liquide est égale à la somme de deux pressions : la pression *P* de l'air enfermé dans le vase et la tension maximale de vapeur de l'eau à la température où elle se trouve. Dans ces conditions, la pression gazeuse supportée par le liquide est toujours supérieure à la tension maximale de vapeur du liquide. Il n'y aura donc jamais ébullition.

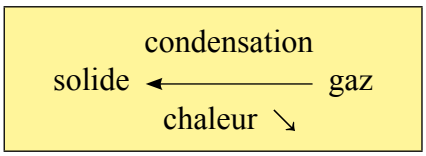
- En altitude, la pression atmosphérique est plus petite qu'au niveau de la mer. La température d'ébullition dépend de la pression. La température d'ébullition de l'eau sera donc inférieure à 100°C. Par exemple, à 2260 m d'altitude, où la pression atmosphérique est de l'ordre de 75990 Pa, l'eau bout à 92°C.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ La sublimation et la condensation

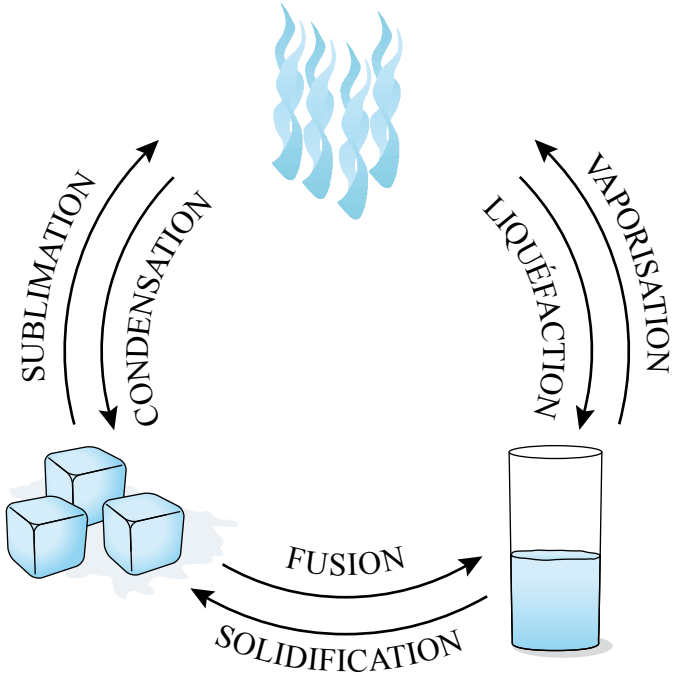
Certains corps tels que la neige carbonique $CO_2(s)$, l'iode $I_2(s)$, passent directement de l'état solide à l'état gazeux : on dit qu'ils se subliment. En effet, pour certains solides, l'énergie nécessaire pour passer à l'état gazeux est si faible qu'ils se volatilisent sans même passer par l'état liquide. C'est la **sublimation**.





- Un exemple très connu de sublimation est la conversion du dioxyde de carbone solide en dioxyde de carbone gazeux : $CO_2(s) \longrightarrow CO_2(g)$.
  Sous la pression atmosphérique normale (101 325 Pa), le CO_2 ne devient pas liquide. Sous cette pression, on obtient du $CO_2(s)$ appelé glace carbonique, neige carbonique ou encore carboglace. Cette glace carbonique est alors à une température de –78°C et est employée comme réfrigérant à usage unique.
- Le CO_2 peut être obtenu à l'état liquide en comprimant $CO_2(g)$. À 25°C, il faut exercer une pression de plus de $6{,}8.10^6$ Pa pour liquéfier le CO_2.
  Un extincteur rempli de dioxyde de carbone contient du CO_2 liquide sous une pression de près de $6{,}8.10^6$ Pa à 25°C. Si on laisse échapper ce liquide sous la pression atmosphérique, une partie se vaporise, ce qui produit un refroidissement intense provoquant la solidification du CO_2 qui continue à s'échapper.

Fusion et solidification, vaporisation et liquéfaction, ainsi que sublimation et condensation, sont des transformations de la matière qui conservent la nature de chaque particule.
Ce sont des transformations physiques.
Les changements d'état sont donc des transformations physiques.
Une transformation physique conserve la nature des particules constitutives de la matière.



Remarquons que les transformations physiques sont **réversibles**, c'est-à-dire que l'on peut passer, par exemple, du solide au liquide ou du liquide au solide.
Les changements d'état constituent un cas particulièrement important de transformations physiques.
Les transformations physiques seront examinées en détail dans la série 4, leçon 3, relative aux phénomènes physiques.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

■ Autres transformations physiques

☐ La dissolution et la cristallisation

Introduisons un morceau de sucre dans un verre d'eau. Le volume du morceau de sucre diminue graduellement et, après quelque temps, il a complètement « disparu ». Le sucre est **dissous** dans l'eau. Le phénomène s'appelle **dissolution** et le mélange obtenu est une **solution**. Le corps dissous, ici le sucre, est appelé **soluté**, l'eau est le **solvant**.
On appelle **concentration**, la quantité d'une substance dissoute (soluté) dans un litre de solution. La concentration s'exprime en g/l ou mol/l. (Ces unités s'écrivent aussi sous la forme $g.l^{-1}$ et $mol.l^{-1}$).
Ajoutons encore un morceau de sucre à la solution, puis un troisième, un quatrième… Tant qu'il y a dissolution du sucre, la concentration de sucre dans la solution augmente. Mais on constate bientôt qu'une nouvelle quantité de sucre ne se dissout plus : la solution est **saturée**. La concentration d'une **solution saturée** exprime la **solubilité** du corps considéré.
Chauffons la solution saturée : une nouvelle quantité de sucre peut se dissoudre. La solubilité du sucre augmente donc avec la température. Au contraire, en se refroidissant, la solution « abandonne » en partie le corps dissous. Des cristaux de sucre sont reformés dans le fond du mélange. C'est la **cristallisation**.
Pour que la cristallisation puisse avoir lieu à une température déterminée, il faut que, à cette température, la solution soit saturée. On peut atteindre le point de saturation d'une solution non saturée soit en la refroidissant, soit en éliminant une partie du solvant, par exemple par évaporation.

Le corps dissous n'est pas nécessairement solide :
- il peut être liquide. Par exemple, une solution d'alcool dans de l'eau.
- il peut être gazeux. Par exemple, les eaux minérales « gazeuses » qui contiennent souvent du dioxyde de carbone en solution. Lorsqu'on chauffe ces eaux, la solubilité du dioxyde de carbone diminue et le gaz s'échappe de la solution.

Le solvant lui-même n'est pas nécessairement liquide; il peut être solide. Ainsi, la fonte est une solution de carbone dans du fer.

✍ **Activité 5** (corrigé au point 2.2.2 page 18)
La solubilité de certaines substances diminue quand la température augmente. C'est le cas de la plupart des gaz dans l'eau, notamment l'oxygène. C'est ainsi que l'on voit parfois, en été, des poissons morts dans nos rivières. Expliquez ce phénomène.

*La dissolution et la cristallisation **ne sont pas** des changements d'état.*
Nous les exposons dans cette leçon pour préciser le vocabulaire de ces phénomènes; en effet, ce vocabulaire est souvent utilisé de manière erronée.
Exemple : En mettant un sucre dans le café, on entend dire « le sucre a fondu » alors qu'il s'est dissous. La cristallisation est la formation de cristaux du soluté après évaporation du solvant, et pas le passage de l'état liquide à l'état solide d'un corps pur.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.2.2 Corrigé des activités

Activité 1

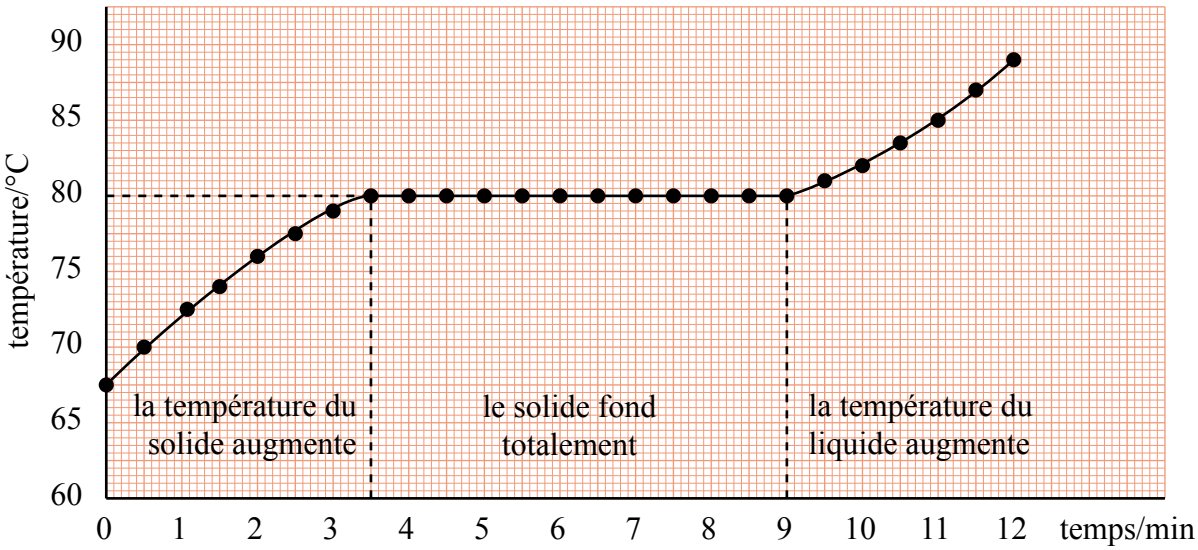
Dans un gaz, les distances entre les particules sont très **grandes** par rapport au diamètre des particules. Qu'en résulte-t-il ?

- une masse volumique très **faible**, elle est environ mille fois plus **petite** que celle de l'état condensé.
- une compressibilité très **grande**. En effet, puisqu'il y a de nombreux vides, la compression ne fait pas intervenir les dimensions des particules, mais les énormes **vides** entre les particules.

Dans les gaz, les particules sont animées de **mouvements** rapides et désordonnés. Entre deux chocs consécutifs, les molécules décrivent des trajectoires rectilignes : tout se passe comme si elles rebondissaient sur la paroi du récipient qui les contient. Cette image mécanique de l'agitation gazeuse explique l'expansibilité et la diffusibilité des gaz ainsi que la possibilité des gaz, même plus lourds que l'air, de diffuser intégralement à travers un orifice de la paroi du récipient qui les contient.

En raison du mouvement de leurs particules, les liquides et les gaz sont appelés des **fluides**.

Activité 2



Activité 3

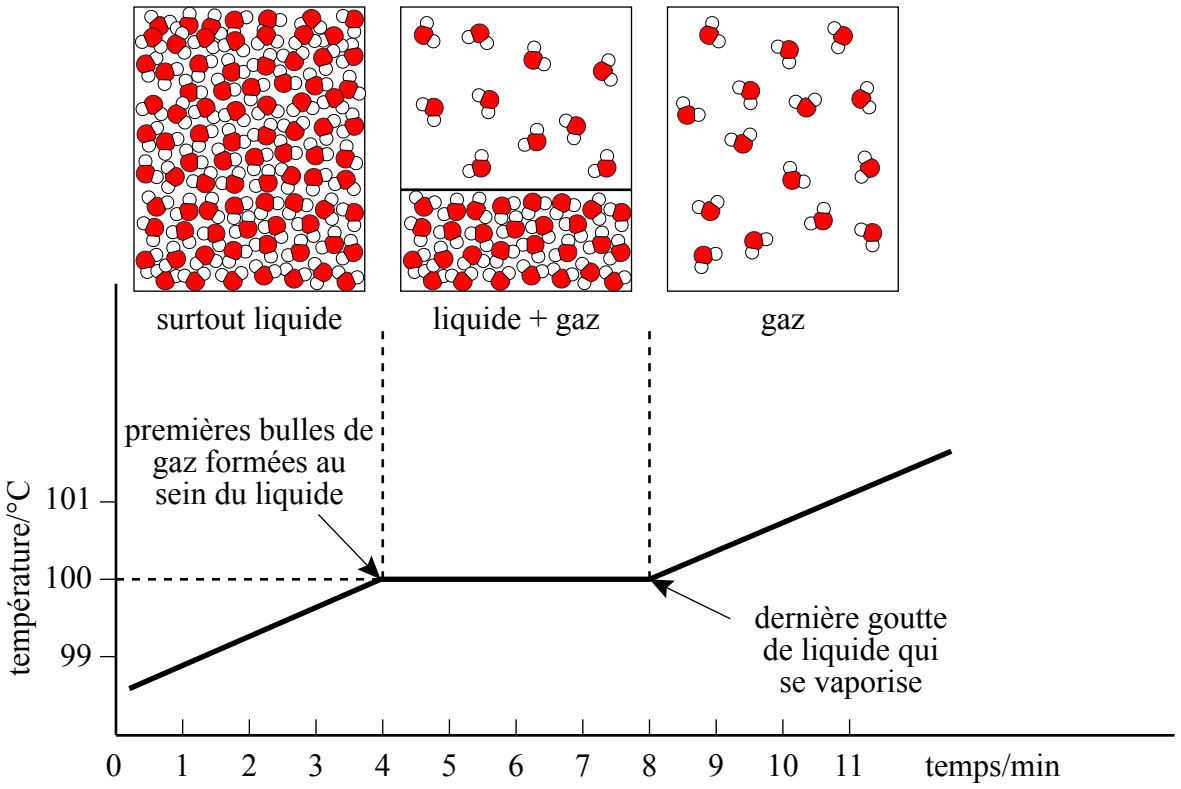
Interprétation de la fusion franche

Pendant le chauffage du solide, les particules oscillent autour de leur position moyenne avec des amplitudes de plus en plus fortes, ce qui se traduit par une **augmentation** de la température du solide. Lorsque la température du **solide** atteint la température de **fusion**, par suite de l'importance des vibrations des particules, l'édifice solide **s'effondre**.

L'énergie thermique, ou plus simplement la chaleur fournie avant la **fusion**, sert à chauffer le solide, c'est-à-dire à augmenter l'amplitude d'oscillation des particules autour de leur position moyenne, tandis que l'énergie thermique fournie pendant la fusion est utilisée pour rompre les liens entre les **particules** : il en résulte que la température reste **constante**.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Activité 4



Activité 5

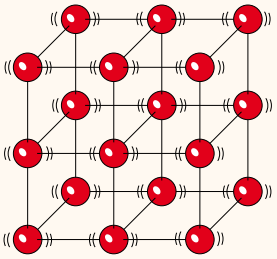
La température de l'eau augmentant avec la température de l'air ambiant, la concentration en oxygène dans l'eau diminue car la solubilité des gaz diminue lorsque la température augmente.
Les poissons ne trouvent plus suffisamment d'oxygène et ils meurent asphyxiés.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

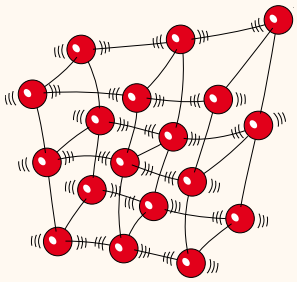
2.3 Synthèse de la leçon

Disposition des particules dans les solides, les liquides et les gaz

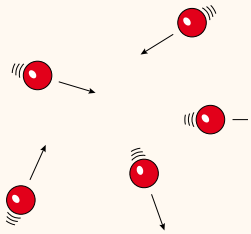
Dans les solides, les particules sont disposées régulièrement, empilées les unes contre les autres en s'attirant mutuellement.
Dans les liquides, les particules, bien que serrées les unes contre les autres, s'attirent moins que dans les solides et peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres, mais en restant à l'intérieur d'un volume séparé de l'air par une surface horizontale. D'autre part, la distance entre particules est sensiblement la même que dans les solides.
Dans les gaz, les particules sont très espacées par rapport à leurs dimensions, ne s'attirent pratiquement pas entre elles, et s'agitent au hasard dans tous les sens.



Solide



Liquide



Gaz

Propriétés caractéristiques des trois états de la matière		
solide	**liquide**	**gaz**
volume déterminé	volume déterminé	pas de volume déterminé
forme propre	pas de forme propre	pas de forme propre
très faible compressibilité	très faible compressibilité	très grande compressibilité
grande cohésion	faible cohésion	aucune cohésion

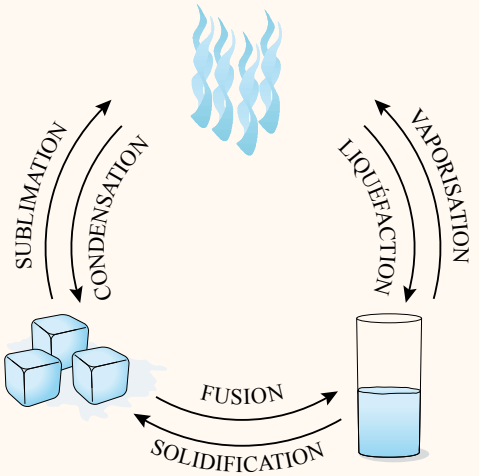
Dissolution, solution saturée, cristallisation

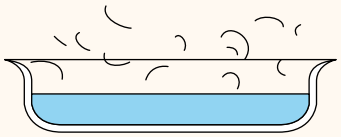
Une **solution** est le mélange obtenu après **dissolution** d'un **soluté** dans un **solvant**.
La **concentration** d'une solution est la quantité de soluté dissoute dans un litre de solution. La concentration s'exprime en g/l ou en mol/l.
Une solution est **saturée** lorsqu'une quantité ajoutée de soluté ne peut plus s'y dissoudre.
La **cristallisation** est un phénomène physique qui a lieu à partir d'une solution saturée.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Changements d'état

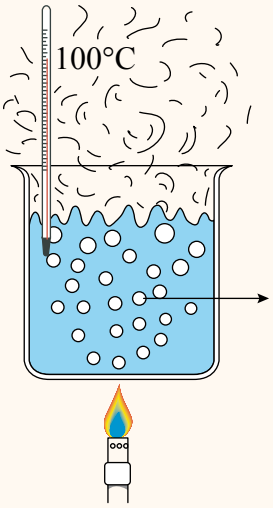
Fusion : état solide ⟶ état liquide
Solidification : état liquide ⟶ état solide
Vaporisation : état liquide ⟶ état gazeux (vapeur)
Liquéfaction : état gazeux ⟶ état liquide
Sublimation : état solide ⟶ état gazeux
Condensation : état gazeux ⟶ état solide.





L'**évaporation** est une vaporisation lente d'un liquide dans une atmosphère gazeuse. Elle se produit à toute température et uniquement à la surface libre du liquide.

L'**ébullition** est une vaporisation rapide d'un liquide.
Elle se produit au sein même du liquide et à une température bien déterminée.



Fusion et solidification, vaporisation et liquéfaction, ainsi que sublimation et condensation, sont des transformations de la matière qui conservent chaque particule.
Ce sont des **transformations physiques** qui sont réversibles.
À pression constante, la température de solidification est égale à la température de fusion, la température de liquéfaction est égale à la température d'ébullition et, de même, la température de condensation est égale à la température de sublimation.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4 Évaluation de la leçon

2.4.1 Test d'autocontrôle (T.A.C.)

■ Consignes de travail

Votre leçon étant terminée, voici votre test d'autocontrôle. Il vous permettra de faire le point sur vos connaissances.
Il comprend neuf questions sur les notions que vous devez maîtriser sans difficulté pour aborder la suite du cours.
Nous espérons vous voir atteindre le maximum.
Réfléchissez avant d'arrêter votre choix et évitez surtout de répondre au hasard. Ce test est destiné à vous aider en vous permettant une autoévaluation et non à vous juger ou vous noter.
Si vous n'obtenez pas toutes les bonnes réponses, résolvez vos problèmes de connaissances et de compréhension en vous aidant du corrigé et du cours avant d'aborder la suite.

Bon travail !

■ Questionnaire

1. Dans l'état gazeux, les liens entre les particules sont :
a. forts
b. faibles
c. inexistants

2. Les boules de naphtaline utilisées pour chasser les mites des garde-robes se transforment lentement par :
a. sublimation
b. évaporation
c. combustion

3. L'état de la matière qui ne correspond pas à la notion de fluide s'appelle :
a. solide
b. liquide
c. gaz

4. L'affirmation « les particules sont très espacées par rapport à leurs dimensions » correspond à l'état :
a. solide
b. liquide
c. gazeux

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

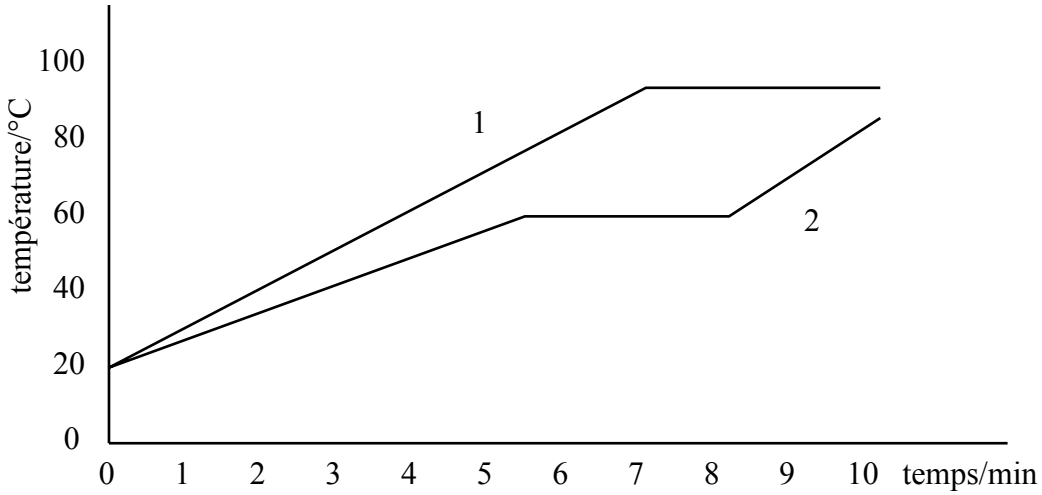
5. Du linge mouillé qui flotte au vent sèche rapidement. Ce phénomène est dû à une :
a. ébullition
b. évaporation
c. sublimation

6. L'énergie thermique fournie avant la fusion sert à :
a. chauffer le solide
b. chauffer le liquide
c. rompre les liens entre les particules

7. La vaporisation lente d'un liquide dans une atmosphère gazeuse est une :
a. ébullition
b. évaporation
c. sublimation

8. Une boite d'engrais indique le mode d'emploi suivant : mettre une cuillère à soupe par litre d'eau. On dira alors que l'engrais :
a. a réagi avec l'eau
b. s'est dissous dans l'eau
c. a fondu dans l'eau

9. Observez les courbes de température relevées lors du chauffage de deux substances solides, prises à la même température, chauffées par la même source de chaleur pendant le même laps de temps. La proposition correcte est :
a. la température de la substance 1 s'élève plus lentement que celle de la substance 2
b. le point de fusion de la substance 1 est plus élevé que celui de la substance 2
c. le point d'ébullition de la substance 1 est plus élevé que celui de la substance 2



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C.

1. **La proposition correcte est la proposition c.**
   Dans les gaz, les particules sont très espacées par rapport à leurs dimensions, ne s'attirent pratiquement pas entre elles et s'agitent au hasard dans tous les sens.

2. **La proposition correcte est la proposition a.**
   Il s'agit du passage de l'état solide à l'état gazeux.

3. **La proposition correcte est la proposition a.**
   Les solides peuvent être saisis entre les doigts : ce ne sont pas des fluides.

4. **La proposition correcte est la proposition c.**
   Dans les gaz, les particules sont très éloignées les unes des autres.

5. **La proposition correcte est la proposition b.**
   L'évaporation est le passage lent de l'état liquide à l'état vapeur. L'eau « s'échappe » du linge et celui-ci sèche.

6. **La proposition correcte est la proposition a.**
   L'énergie thermique (plus simplement la chaleur) fournie avant la fusion sert à chauffer le solide, c'est-à-dire à augmenter l'amplitude d'oscillation des particules autour de leur position moyenne, tandis que l'énergie thermique fournie pendant la fusion est utilisée pour rompre les liens entre les particules.

7. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Une ébullition est une vaporisation rapide à une température bien déterminée.
   Une sublimation est un passage direct de l'état solide à l'état gazeux.

8. **La proposition correcte est la proposition b.**
   L'engrais se dissout dans l'eau. L'expression « l'engrais a fondu dans l'eau » est erronée.

9. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Les deux graphiques présentent un palier : la température reste constante alors que de l'énergie continue à être fournie. Il s'agit donc de 2 changements d'état. Comme on précise dans l'énoncé que l'on part de 2 substances solides, il s'agit de la fusion (passage de l'état solide à l'état liquide) et non de l'ébullition (passage de l'état liquide à l'état vapeur).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Leçon 2

Atomes, molécules, ions, masses atomique, moléculaire et molaire

2.1 Introduction

2.1.1 Motivation

Cette leçon constitue un prérequis indispensable à l'étude ultérieure. Mémorisez-la soigneusement.
Le tableau périodique des éléments est une aide précieuse; habituez-vous, dès cette leçon, à l'utiliser. Vous en aurez besoin pour résoudre les questionnaires d'évaluation.

2.1.2 Objectifs de la leçon

Au terme de cette leçon, vous devrez être capable de déterminer la composition d'un atome, d'une molécule et d'un ion, et leurs caractéristiques quantitatives telles que les masses atomique, moléculaire et molaire ainsi que le nombre d'Avogadro.

2.1.3 Plan de la leçon

- **Atomes**
- **Molécules et ions**
- **Masses atomique, moléculaire et molaire**

2.1.4 Prérequis de la leçon

À l'échelle des atomes, le mètre et le kilogramme (unités du système international, SI) sont des unités peu commodes. Il est donc important de se rappeler l'usage des sous-multiples et celui des exposants négatifs.
Tous les atomes n'ont pas le même rayon, mais celui-ci est de l'ordre de quelques 10^{-10} m.
On utilisera le plus souvent le nanomètre (nm) qui équivaut à 10^{-9} m, soit 0,000 000 001 m.
Pour la masse, on continue à employer le kilogramme, mais avec des exposants négatifs tels que 10^{-27} c'est-à-dire 0,000 000 000 000 000 000 000 000 001 kg; (on écrit 26 zéros et le chiffre 1 au 27^{e} rang derrière la virgule). Exercez-vous à l'aide de ce petit test.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

■ Test d'autocontrôle

1. Le rayon de l'atome de carbone est de 0,062 nm, c'est-à-dire ..... m
a. $6{,}2.10^{-9}$
b. $6{,}2.10^{-10}$
c. $6{,}2.10^{-11}$
d. 62.10^{-10}

2. Le rayon de l'atome de fer est de $1{,}227.10^{-10}$ m, c'est-à-dire ..... nm
a. 0,01227
b. 0,1227
c. 1,227
d. 12,27

3. $1{,}673.10^{-27}$ kg, la masse d'un atome d'hydrogène, peut aussi s'écrire ..... kg
a. 0,000 000 000 000 000 000 000 000 001 673
b. 0,000 000 000 000 000 000 000 000 01673
c. 0,000 000 000 000 000 000 000 000 1673
d. 0,000 000 000 000 000 000 000 001 673

■ Corrigé commenté du test d'autocontrôle

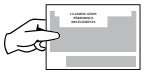
1. La proposition correcte est la proposition c.
0,062 nm = $6{,}2.10^{-2}$ nm
Comme 1 nm = 10^{-9} m, $6{,}2.10^{-2}$ nm = $6{,}2.10^{-11}$ m

2. La proposition correcte est la proposition b.
$1{,}227.10^{-10}$ m = $0{,}1227.10^{-9}$ m
Comme 10^{-9} m = 1 nm, $1{,}227.10^{-10}$ m = 0,1227 nm

3. La proposition correcte est la proposition a.
$1{,}673.10^{-27}$ kg = 0,000 000 000 000 000 000 000 000 001 673 kg
26 zéros après la virgule et le chiffre 1 au 27e rang

2.1.5 Activités

Vous connaissez déjà le logo ✍ qui permet d'attirer votre attention sur un exercice à résoudre au cours de la leçon. Comme précédemment, vous trouverez la correction de ces activités en 2.2.2 avant la synthèse de la leçon.

Lorsque vous devrez utiliser le tableau périodique, nous l'indiquerons par le logo : 

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.2 Contenu de la leçon

2.2.1 Leçon

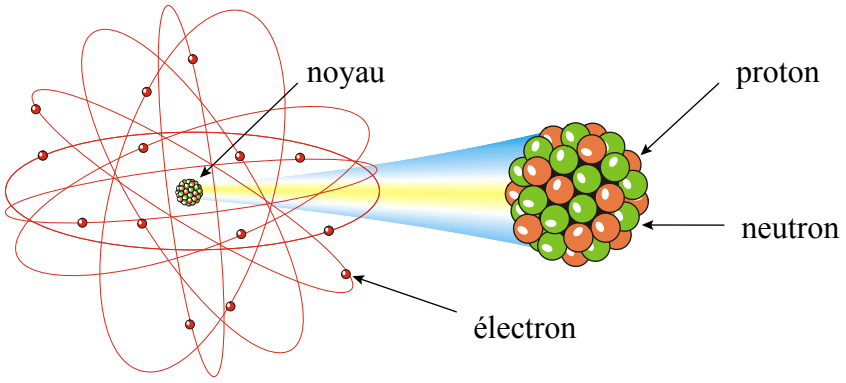
Qu'elle se présente à l'état solide, liquide ou gazeux, la matière est **divisible**.
Prenons un exemple. Mettons une goutte d'encre dans un peu d'eau : l'ensemble se colore. La matière colorée de l'encre s'est donc divisée et s'est répartie dans tout le volume.
Prenons la moitié de la solution colorée; ajoutons-y le même volume d'eau : l'ensemble est encore coloré. La matière colorée de l'encre s'est donc encore divisée pour se répartir dans un plus grand volume.
Continuons le jeu. L'intensité de la couleur s'atténue, mais est toujours perceptible, si pas pour notre œil, du moins pour un appareil plus sensible.
La matière est donc divisible. Cependant cette divisibilité est **limitée**. Cette limite est atteinte lorsque aucune opération chimique ne peut plus séparer les particules.
Toute portion de matière est constituée de particules « ultimes » très nombreuses et extrêmement petites appelées **atomes, molécules ou ions**.

■ Atomes

L'atome est la plus petite entité de matière qui se conserve au cours d'un phénomène chimique. Le mot « atome » est déjà utilisé dans la Grèce antique. Il signifie « qui ne peut être coupé », indivisible. En réalité, à l'heure actuelle, on sait qu'il existe, à l'intérieur de l'atome, des particules encore beaucoup plus petites.

☐ Structure de l'atome

L'atome est constitué de deux parties :
- le noyau;
- le nuage électronique.



- Le **noyau** constitue la partie centrale de l'atome.
  Le noyau, très dense, est formé d'un ensemble compact de **protons**, particules chargées positivement (par convention, la charge électrique d'un proton est +1, on le note p^+) et de **neutrons**, particules neutres (non chargées d'électricité, notées n°) et de masse comparable à celle des protons.
  Protons et neutrons, présents dans le noyau (**nucleus** en latin), sont appelés **nucléons**.

- Le **nuage électronique** est constitué de particules qui portent une charge électrique négative exactement égale, en valeur absolue, à celle du proton; on la note e^-. Les **électrons** gravitent autour du noyau, mais à de grandes distances de celui-ci : le diamètre du noyau est environ 10 000 fois plus petit que celui de l'atome. (Attention : la figure proposée n'est pas à l'échelle).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ Dimension des atomes

L'atome est très petit. Il peut être grossièrement assimilé à une sphère dont le diamètre varie entre 0,06 nm (pour les plus petits comme l'hydrogène) et 0,5 nm (pour les plus gros comme, par exemple, le césium).

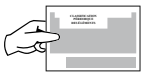
☐ Nombre (ou numéro) atomique *Z*

L'atome est électriquement neutre. Cela signifie qu'il possède autant de charges positives (p^+) que de charges négatives (e^-). Il contient donc autant de protons que d'électrons.

Dans un atome : le nombre de protons = le nombre d'électrons.
Ce nombre est appelé nombre (ou numéro) atomique et est représenté par la lettre *Z*.
La somme des charges positives = la somme des charges négatives.

Atome	Charge du noyau ou nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre (ou numéro) atomique *Z*
hydrogène	+ 1	1	1
carbone	+ 6	6	6
oxygène	+ 8	8	8

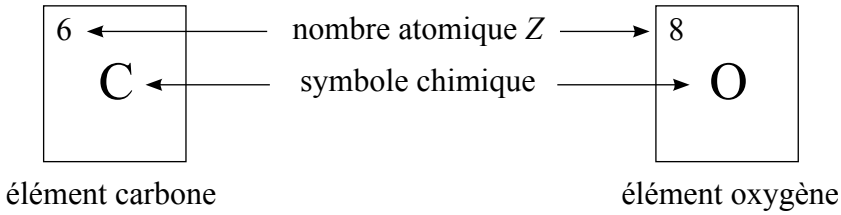
nombre (numéro) atomique *Z* = nombre de protons = nombre d'électrons dans un atome



✍ **Activité 1** (corrigé au point 2.2.2 page 41)
Soit l'atome de soufre (S) dont le nombre atomique $Z = 16$.
Combien y a-t-il de protons et d'électrons dans un atome de cet élément ?

☐ Isotopie - Nombre de masse *A*

L'ensemble des atomes qui ont le même nombre atomique *Z* est appelé **élément chimique**.
Z est également le numéro d'ordre de l'élément dans la classification périodique des éléments.



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

L'atome le plus simple est l'atome d'hydrogène dont le noyau renferme un seul proton et le nuage électronique un seul électron.
On a identifié 3 types d'atomes dont le noyau ne contient qu'un proton.
Selon le cas, ce noyau est constitué de :

- 1 proton et pas de neutron
- 1 proton et 1 neutron
- 1 proton et 2 neutrons

Les propriétés chimiques des atomes ne dépendent que du nombre d'électrons présents dans le nuage électronique. Ces trois atomes ont donc des propriétés chimiques similaires : on les appelle les **isotopes** de l'élément hydrogène.
« Isotope » signifie même emplacement. Où ? Comme nous le verrons ultérieurement, tous les éléments sont classés dans un tableau construit logiquement par valeurs croissantes des nombres atomiques Z. Les isotopes d'un élément occupent la même position dans ce tableau.

La composition isotopique de l'élément $Z = 1$, l'hydrogène, est :

- noyau à 1 proton sans neutron 99,985% symbolisé par ${}^{1}_{1}H$
- noyau à 1 proton + 1 neutron 0,015% symbolisé par ${}^{2}_{1}H$
- noyau à 1 proton + 2 neutrons 10^{-4}% symbolisé par ${}^{3}_{1}H$

Chacun des isotopes est caractérisé par le nombre de nucléons présents dans le noyau, appelé **nombre de masse** et symbolisé par la lettre A.

nombre de masse A = nombre de protons + nombre de neutrons = nombre de nucléons

Chaque isotope est donc caractérisé par les deux nombres A et Z

nombre de masse → A
nombre atomique → Z
$\mathbf{X}$ → symbole de l'élément

On connaît actuellement quelque 115 éléments dont 90 sont trouvés dans la nature. La plupart des éléments sont constitués d'un mélange d'isotopes. Pour les éléments les plus légers (jusque $Z = 20$ environ), et sauf dans le cas particulier de l'hydrogène, le nombre de nucléons A est voisin du double du nombre de protons, c'est-à-dire que le nombre de neutrons ≈ le nombre de protons.
Pour les éléments plus lourds, le nombre de neutrons est plus élevé que le nombre de protons, ce que les physiciens théoriciens expliquent par la nécessité de « cimenter » des particules qui ont une tendance spontanée à s'écarter les unes des autres par répulsion électrique de charges de même signe contenues dans le noyau.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ Symboles chimiques

Pour la facilité de l'écriture, on représente un **élément chimique** ou bien un **atome** de cet élément par un **symbole**. Ce sera :

- soit la première lettre de son nom (français le plus souvent)

hydrogène	H
carbone	C
oxygène	O
fluor	F

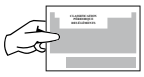
- soit deux lettres de son nom

fer	Fe
cuivre	Cu
zinc	Zn
magnésium	Mg

- soit une ou deux lettres tirées de son nom latin, grec, allemand…

azote	N	nitrogenium
sodium	Na	natrium
potassium	K	kalium
mercure	Hg	hydrargyrum

Par convention, la première lettre est écrite en majuscule caractère d'imprimerie et la deuxième lettre en minuscule caractère normal.
Les symboles chimiques sont universels : ils sont les mêmes pour tous les scientifiques. Par exemple, « Ca » désignera toujours l'élément calcium ou un atome de calcium pour le chimiste, pour le physicien, pour le biologiste, qu'il soit allemand, belge, chinois, japonais ou russe.



✍ **Activité 2** (corrigé au point 2.2.2 page 41)
Soit l'isotope $^{39}_{19}K$ de l'élément potassium. Dans un atome de cet isotope, il y a ..... protons, ... neutrons et ..... électrons.

Tous les isotopes d'un élément donné portent le nom de cet élément et sont caractérisés par un nombre de masse spécifique. Ainsi, pour le carbone naturel, on connaît trois isotopes :

	$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C$
d'abondances respectives :	98,90%	1,10%	$<<10^{-6}$ %
respectivement appelés :	carbone 12	carbone 13	carbone 14

Dans le cas de l'élément hydrogène, les trois isotopes ont été baptisés d'un nom particulier :

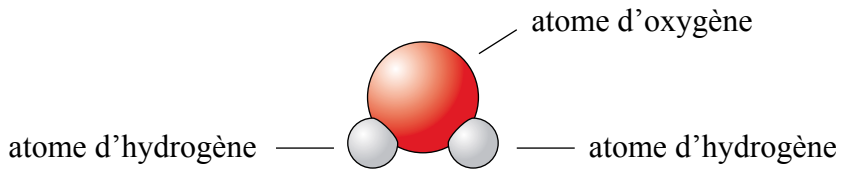
- $^{1}_{1}H$ hydrogène (dit encore hydrogène « léger »)
- $^{2}_{1}H$ deutérium
- $^{3}_{1}H$ tritium

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

■ Molécules et ions

☐ Molécules

Voici le schéma d'une molécule d'eau; observez les atomes qui la constituent.



Le plus souvent, les atomes s'associent pour former des molécules. Une molécule est un assemblage d'atomes liés les uns aux autres. Cet assemblage constitue un édifice stable ayant une existence indépendante.

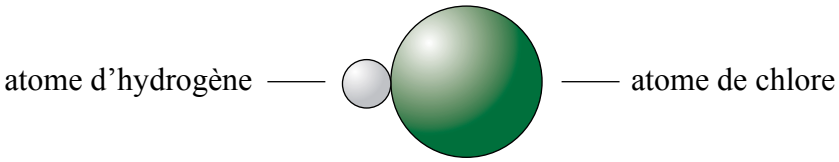
Retenez bien cette définition :

Une molécule est un assemblage ordonné d'un nombre limité d'atomes liés les uns aux autres.

Une molécule est une entité extrêmement petite. Ainsi, une molécule d'eau a une taille de l'ordre de 0,000 000 000 125 m ou $0{,}125.10^{-9}$ m ou 0,125 nm. Aucun microscope optique ne permet de voir ces molécules. Des microscopes électroniques spéciaux permettent d'agrandir les images 25 millions de fois et permettent de voir certaines grosses molécules.

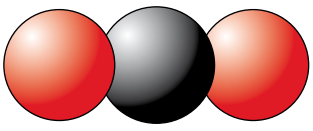
Comme les molécules sont constituées d'atomes, les chimistes les représentent par une **formule** qui indique :

a. la **nature des atomes** qui la composent. La formule sera formée d'une suite de **symboles**.
Par exemple, une molécule de chlorure d'hydrogène est composée d'un atome d'hydrogène et d'un atome de chlore. Sa formule est HCl.



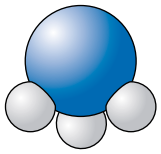
b. le **nombre d'atomes** de chaque espèce.
Chaque symbole sera suivi d'un **indice** précisant le nombre d'atomes de ce type contenus dans la molécule. L'indice s'écrit en bas à droite du symbole.
Par exemple, la molécule d'eau représentée ci-dessus est composée de deux atomes d'hydrogène (indice **2**) et d'un atome d'oxygène (l'indice 1 ne s'écrit pas). Sa formule est H_2O.

De la même manière, la molécule de « gaz carbonique » est composée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène (indice **2**). Sa formule est CO_2.

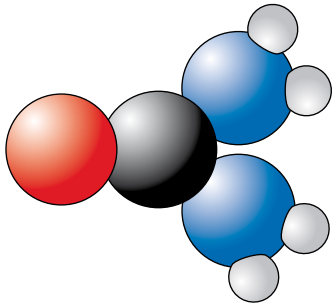


© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Autre exemple, l'ammoniac est un gaz dont la molécule est composée d'un atome d'azote (l'indice 1 ne s'écrit pas) et de trois atomes d'hydrogène (indice **3**). Sa formule est NH_3.



Certaines molécules peuvent contenir plusieurs fois un même **groupe d'atomes** associés. Dans ce cas, on écrit le groupe d'atomes entre des parenthèses que l'on affecte de l'indice prévu.
Par exemple, la molécule d'hydroxyde de cuivre(II) est constituée d'un atome de cuivre et de deux groupes OH. Sa formule est $Cu(OH)_2$.
Citons également la molécule d'urée qui est composée d'un atome d'oxygène, d'un atome de carbone et de deux groupes NH_2. Sa formule est $OC(NH_2)_2$.



✍ **Activité 3** (corrigé au point 2.2.2 page 41)
Compétez le tableau suivant :

Formule	Nombre de molécules	Nombre d'atomes	Nombre total d'atomes
H_2O	1 molécule	2 atomes d'H et 1 atome d'O	3
H_2SO_4	.....	……..	.....
2 H_2SO_4	2 molécules	4 atomes d'H, 2 atomes de S et 8 atomes d'O	14
$Ca(OH)_2$	.....	…….	.....
3 NaCl	.....	…….	.....

☐ Ions

Si vous avez déjà eu la curiosité de lire attentivement l'étiquette donnant la composition d'une eau minérale, vous avez pu y trouver des renseignements tels que ceux-ci :

Minéralisation	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Cl^-	SO_4^{2-}	NO_3^-	NO_2^-	HCO_3^-
Concentration/mg.l^{-1}	2,5	0,4	90,2	1,2	5,5	29,5	5,2	0,0	229

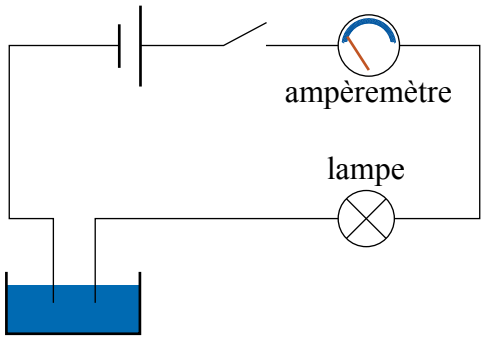
✍ **Activité 4** (corrigé au point 2.2.2 page 41)
D'après vous, pourquoi ces symboles sont-ils affectés soit d'un signe +, soit d'un signe – ?

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Comment démontrer l'existence des ions ?

Rappelez-vous le phénomène de dissolution : nous avons vu que le sucre, l'alcool et le dioxyde de carbone se dissolvent dans l'eau. Dans ces différents cas, les molécules de soluté restent inchangées dans la solution. Par contre, si nous dissolvons dans l'eau du sel de table, ou chlorure de sodium NaCl, ce composé **se dissout** en **se dissociant** en ions Na^+ et Cl^-.

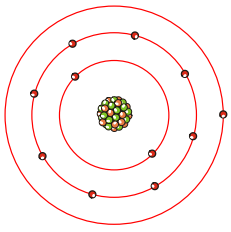
Une expérience très simple permet de visualiser cette transformation : réalisons un petit circuit électrique avec un générateur (une pile) de 6 V, deux électrodes, un appareil de mesure du courant (ampèremètre) et/ou une ampoule.

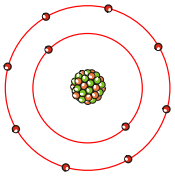


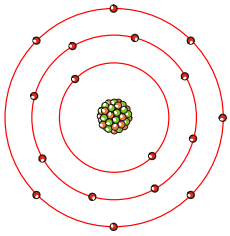
Lorsqu'on plonge les électrodes dans l'eau pure (distillée), l'ampèremètre ne détecte aucun courant et l'ampoule ne s'allume pas : l'eau ne laisse pas passer l'électricité.
Si l'on répète l'expérience avec de l'eau dans laquelle on a dissous du sucre, de l'alcool ou du dioxyde de carbone, on constate que ces solutions ne sont pas non plus conductrices du courant électrique.
Par contre, lorsqu'on plonge les électrodes dans l'eau salée, l'ampèremètre mesure un courant et l'ampoule s'allume : l'eau salée est donc conductrice du courant électrique. Le passage du courant est assuré par les électrons dans le fil électrique et par les ions Na^+ et Cl^- dans la solution.
Les substances qui, comme NaCl, se dissolvent dans l'eau en se dissociant en ions sont appelées des **électrolytes**, car ces solutés permettent à la solution de conduire le courant électrique.
De plus, cette expérience permet de distinguer les ions de signes différents, car **les ions positifs migrent vers la cathode**, reliée au pôle négatif du générateur, d'où leur nom de **cations**, alors que **les ions négatifs migrent vers l'anode**, reliée au pôle positif du générateur, d'où leur nom d'**anions**.

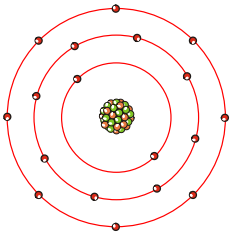
Comment expliquer l'existence de charges électriques sur des particules telles que Na^+ et Cl^- ?
Rappelez-vous que les atomes sont électriquement neutres, car dans un atome
- la somme des charges positives = la somme des charges négatives
- le nombre de protons du noyau = le nombre d'électrons du nuage

Au cours des phénomènes de chimie non nucléaire, la composition des noyaux n'est **jamais** modifiée et le nombre de protons de chaque atome reste inchangé, même lorsqu'il est porteur d'une charge électrique et prend le nom d'ion. **C'est donc le nombre d'électrons qui diffère entre un ion porteur d'une charge et l'atome neutre correspondant.**


atome de sodium, Na


ion sodium, Na^+


atome de chlore, Cl


ion chlorure, Cl^-

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Exemples :

L'atome de sodium Na est composé de 11 protons et 11 électrons
(charges positives) (charges négatives)
11 (+) 11 (–)

L'ion Na^+ porteur d'une charge positive contient 1 électron en moins : il est composé de
11 protons et 10 électrons
11 (+) 10 (–)

Il a donc 1 charge positive en excès. On dit qu'il est chargé 1 fois positivement.

L'atome de calcium Ca est composé de 20 protons et 20 électrons
20 (+) 20 (–)

L'ion Ca^{2+} porteur de 2 charges positives contient 2 électrons en moins : il est composé de
20 protons et 18 électrons
20 (+) 18 (–)

Il a donc 2 charges positives en excès. On dit qu'il est chargé 2 fois positivement.

L'atome de chlore Cl est composé de 17 protons et 17 électrons
17 (+) 17 (–)

L'ion Cl^- porteur d'une charge négative contient 1 électron en plus : il est composé de
17 protons et 18 électrons
17 (+) 18 (–)

Il a donc une charge négative en excès, on dit qu'il est chargé 1 fois négativement.

Nous avons vu sur l'étiquette d'eau minérale qu'il existe également des groupes d'atomes porteurs de charge(s) positive(s) ou négative(s).
Ce sont des **ions polyatomiques**, comme, par exemple, l'ion nitrate NO_3^-.
1 atome d'azote N contient 7 protons et 7 électrons
3 atomes d'oxygène O contiennent 24 protons et 24 électrons
Le groupe NO_3 contient donc 31 électrons, c'est-à-dire 31 charges négatives.
L'ion NO_3^-, porteur d'une charge négative, contient 1 électron en plus, soit 32 électrons.

Retenez bien les définitions suivantes :

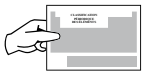
**Un électrolyte est un soluté dissocié en ions,
ce qui permet à la solution de conduire le courant électrique.**

**Un ion est un atome ou un groupe d'atomes qui porte
une ou plusieurs charge(s) électrique(s) unitaire(s) positive(s) ou négative(s).**

**Un cation est un atome ou un groupe d'atomes qui porte
une ou plusieurs charge(s) positive(s).**

**Un anion est un atome ou un groupe d'atomes qui porte
une ou plusieurs charge(s) négative(s).**

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique



✍ **Activité 5** (corrigé au point 2.2.2 page 41)

a. Un atome de zinc a perdu deux électrons, la nouvelle particule formée est un ion ..... c'est-à-dire un ..... . La formule de cet ion s'écrit ..... . Il contient ..... électrons.

b. Un atome de fluor a gagné un électron, la nouvelle particule formée est un ion ..... c'est-à-dire un ..... . La formule de cet ion s'écrit ..... . Il contient ..... électrons.

La valence

En étudiant la série 3, vous découvrirez quelles sortes d'atomes gagnent ou perdent des électrons.

À ce stade du cours, nous appellerons « valence » la charge de l'ion. La valence est indiquée en chiffres romains.

Cations			Anions		
ion	charge	valence	ion	charge	valence
Na^+	1+	I	Cl^-	1–	I
Ca^{2+}	2+	II	S^{2-}	2–	II
Al^{3+}	3+	III			

Les ions polyatomiques sont également porteurs de charge(s) positive(s) ou négative(s).

ion	charge	valence
OH^-	1–	I
SO_4^{2-}	2–	II
NH_4^+	1+	I

✍ **Activité 6** (corrigé au point 2.2.2 page 41)

En considérant les ions suivants et leurs charges respectives, quelles formules de molécules (assemblages neutres) pouvez-vous écrire ?

Ion positif	Charge	Ion négatif	Charge	Formule de la molécule
Na^+	1+	Cl^-	1–	.....
Ca^{2+}	2+	Cl^-	1–	.....
Al^{3+}	3+	Cl^-	1–	.....

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

■ Masses atomique, moléculaire et molaire

☐ Masse atomique ou masse d'un atome

La masse d'un atome est très petite. La masse de l'électron est de $9{,}109.10^{-31}$ kg.
La masse du proton est de $1{,}673.10^{-27}$ kg.
La masse du neutron est de $1{,}675.10^{-27}$ kg.
Vous voyez que la masse du proton est environ 2000 fois plus grande que celle de l'électron.
De ce fait, la masse de l'électron devient négligeable devant la masse du proton et du neutron.
On admet que la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Exemples :

a. Calculons la masse d'un atome de l'isotope ${}^{1}_{1}H$ de l'élément hydrogène à partir de la masse de chacun de ses constituants : **1** proton, 0 neutron, **1** électron.
$m_H = (\mathbf{1} \times 1{,}673.10^{-27}\ kg + \mathbf{1} \times 9{,}109.10^{-31}\ kg) = 1{,}674.10^{-27}$ kg
Si l'on néglige la masse de l'électron : masse d'1 atome d'hydrogène ${}^{1}_{1}H = 1{,}673.10^{-27}$ kg

b. Calculons la masse d'un atome de l'isotope ${}^{16}_{8}O$ de l'élément oxygène à partir de la masse de chacun de ses constituants : **8** protons, **8** neutrons, **8** électrons.
$m_O = (\mathbf{8} \times 1{,}673.10^{-27}\ kg + \mathbf{8} \times 1{,}675.10^{-27}\ kg + \mathbf{8} \times 9{,}109.10^{-31}\ kg) = 2{,}679.10^{-26}$ kg
Si l'on néglige la masse des électrons : masse d'1 atome d'oxygène ${}^{16}_{8}O = 2{,}678.10^{-26}$ kg

Dans chacun de ces exemples, négliger la masse des électrons n'aurait que peu diminué les valeurs calculées : $1{,}673.10^{-27}$ kg et $2{,}678.10^{-26}$ kg au lieu de $1{,}674.10^{-27}$ kg et $2{,}679.10^{-26}$ kg.
La masse des électrons du nuage périphérique est négligeable devant la masse du noyau.

Les masses réelles des atomes peuvent être mesurées par spectrométrie de masse. La valeur observée pour l'atome de l'isotope ${}^{16}_{8}O$ est de $2{,}656.10^{-26}$ kg, donc inférieure à la valeur calculée, même en négligeant la masse des électrons. Cette légère différence correspond à l'équivalent en masse de l'énergie libérée lors de la formation de cet isotope au départ de particules élémentaires (relation d'Einstein $E = mc^2$ où c est la vitesse de la lumière).

Nous avons exprimé les grandeurs numériques fondamentales en utilisant la notation scientifique habituelle. Chaque grandeur est caractérisée par le produit d'un nombre décimal et d'un nombre exponentiel. Par convention, nous utiliserons pour ces valeurs :
- écriture du nombre décimal : avant la virgule : un chiffre de 1 à 9
  après la virgule : trois chiffres de 0 à 9
- écriture du nombre exponentiel : puissance de 10 affectée d'un nombre entier positif ou négatif.

Dans les calculs que nous effectuerons, nous accepterons ce mode d'expression en évitant la manipulation de décimales plus nombreuses que nous éliminerons de manière logique.
Ainsi : 1,4789 devient 1,479 et 1,4782 devient 1,478.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

✍ **Activité 7** (corrigé au point 2.2.2 page 42)
Calculez la masse d'un atome de l'isotope $^{13}_{6}C$ de l'élément carbone à partir de la masse de chacun de ses constituants.

L'unité de masse atomique

Comme on vient de le voir, les masses des atomes sont très petites et le kg est une unité peu appropriée pour les exprimer. Une autre unité a été choisie conventionnellement, mieux adaptée à la grandeur de ce qui doit être mesuré. C'est l'**unité de masse atomique** (**u**).

Par définition :

1 u est le douzième de la masse d'un atome de carbone 12, isotope le plus abondant dans le carbone naturel.
1 u = 1,661.10^{-27} kg

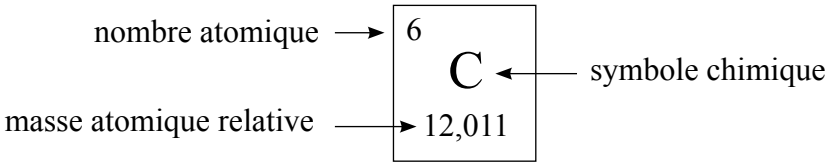
La valeur numérique de la masse atomique m_a, exprimée en unité de masse atomique, se calcule de la manière suivante :

m_a de l'hydrogène $^{1}_{1}H = \dfrac{1{,}673.10^{-27}}{1{,}661.10^{-27}} = 1{,}007$ u m_a de $^{16}_{8}O = \dfrac{2{,}656.10^{-26}}{1{,}661.10^{-27}} = 15{,}999$ u

$$m_a = \frac{m_{\text{atome d'un élément chimique}}}{1/12\ m_{\text{atome de carbone 12}}}\ \text{u}$$

Rappelons que la plupart des éléments renferment un mélange d'isotopes. Les masses atomiques trouvées dans la classification périodique correspondent à une valeur pondérée tenant compte des abondances de chacun des isotopes présents dans l'élément à l'état naturel.

Exemple :



Sachant que le carbone naturel est constitué de 98,90% de carbone 12 (m_a = exactement 12 u), de 1,10% de carbone 13 (m_a = 13,003 u) et d'environ 10^{-10} % de carbone 14 (m_a = 14,003 u), sa masse atomique vaut (sans tenir compte de l'isotope 14 de trop faible importance) :
$98{,}90.10^{-2}$ x 12 u + $1{,}10.10^{-2}$ x 13,003 u = 12,011 u
C'est la valeur que l'on trouve dans la case de l'élément carbone du tableau périodique.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

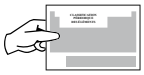
☐ Masse d'une molécule

La masse d'une molécule est appelée **masse moléculaire**, on la note m_m.
La masse moléculaire est la somme des masses atomiques des atomes constitutifs d'une molécule.

Exemples de calcul :

a. Une molécule d'eau, H_2O, est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.
La masse moléculaire de H_2O = 2 (masse atomique de H) + (masse atomique de O)
$m_m(H_2O)$ = 2 m_a(H) + m_a(O)
= 2 (1,008 u) + (15,999 u)
= 18,015 u (valeur arrondie : 18 u)

b. Une molécule d'oxyde d'aluminium, Al_2O_3, est constituée de 2 atomes d'aluminium et de 3 atomes d'oxygène.
La masse moléculaire de Al_2O_3 = 2 (masse atomique de Al) + 3 (masse atomique de O)
$m_m(Al_2O_3)$ = 2 m_a(Al) + 3 m_a(O)
= 2 (26,982 u) + 3 (15,999 u)
= 101,961 u (valeur arrondie : 102 u)



✍ **Activité 8** (corrigé au point 2.2.2 page 42)
Calculez la masse moléculaire de :
HNO_3 nitrate d'hydrogène .....
$Ca(OH)_2$ hydroxyde de calcium .....

☐ Méthode de détermination de la masse atomique relative A_r

La mesure d'une grandeur physique se fait par comparaison avec un étalon de mesure pour bien s'entendre et standardiser les mesures. Ainsi, la masse d'un corps est mesurée relativement à l'étalon « kilogramme ».

Les mesures de masses s'opèrent habituellement à l'aide de balances, mais quand les scientifiques ont voulu mesurer la masse des atomes, ils se sont heurtés à un obstacle majeur : non seulement, aucune balance n'a la sensibilité voulue pour mesurer la masse infime d'un atome, mais sa taille elle-même ne permet pas de l'isoler. Pour résoudre cette difficulté, ils ont mesuré la masse d'un grand nombre connu d'atomes plutôt que la masse d'un seul. À défaut de pouvoir déterminer la masse réelle, les chimistes ont fait appel à des **valeurs relatives**, par comparaison entre la masse d'un grand nombre d'atomes et la masse du même grand nombre d'atomes d'un étalon.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Vers 1810, le chimiste italien AVOGADRO (1776-1856) compara la masse d'un volume de gaz oxygène O_2 (suffisant pour être aisément pesé à l'aide d'une balance) à la masse d'un même volume de gaz hydrogène H_2 pris comme étalon, parce qu'il était le corps le plus léger.

Se basant sur des lois récemment découvertes à l'époque, Avogadro émit l'hypothèse que, **dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz renferment le même nombre de molécules**.

Avogadro était parvenu à la conclusion que la plupart des gaz sont constitués, non d'atomes isolés, mais de molécules diatomiques. En comparant la masse d'un certain nombre de molécules O_2 à la masse du même nombre de molécules H_2, Avogadro trouva que l'oxygène était 16 fois plus lourd que l'hydrogène.

La même méthode permit de mesurer la masse d'autres atomes par rapport à la masse de l'atome d'hydrogène. On a donc attribué arbitrairement la valeur 1 à la masse de l'hydrogène. Actuellement, comme nous l'avons signalé plus haut, on utilise en guise d'étalon le douzième de la masse d'un atome de carbone 12. C'est pourquoi la valeur de la masse atomique de l'hydrogène est 1,008 au lieu de exactement 1.

La mesure de la masse des atomes aboutit à une **masse atomique relative** puisque la masse est comparée à une masse étalon. On symbolise la masse atomique relative par A_r.
Depuis 1920 environ, la mesure de la masse atomique relative est réalisée à l'aide d'un spectromètre de masse.

📖 *Cet appareil peut être assimilé à un long tube sous vide, dans lequel un grand nombre d'atomes sont projetés longitudinalement suivant l'axe central. S'ils ne sont pas soumis à une force transversale, ils « s'écrasent » au centre d'un détecteur (par exemple, une plaque photographique) qui se trouve au fond du tube et ce, quelle que soit leur masse. Si, par contre, ces atomes[3] sont déviés de leur trajectoire initiale par une force transversale, ils « s'écrasent » sur la plaque en des endroits distincts : leur point d'impact, visualisé par une tache noirâtre, est d'autant plus éloigné du centre de la cible que leur masse est petite. La distance d'impact est inversement proportionnelle à la masse des atomes : plus la masse de l'atome est grande, plus la distance d'impact est petite (pour plus de détails voir l'annexe de cette série).*

Qu'elle soit effectuée par la méthode de comparaison des volumes gazeux ou par la spectrométrie de masse, la mesure de la masse des atomes aboutit à une masse relative, puisque la masse est comparée à une masse étalon.
Quand on dit, par exemple, que la masse atomique relative de l'azote est 14, cela signifie que l'atome d'azote est 14 fois « plus lourd » que le douzième de la masse d'un atome de carbone 12. Puisque 14 est un nombre obtenu par comparaison, il n'a pas d'unité. C'est un nombre pur. La masse atomique relative A_r est donc un **nombre pur**.

[3] Les atomes sont ionisés pour être sensibles aux forces transversales créées par un champ électrique et un champ magnétique.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ Masse moléculaire relative M_r

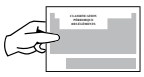
Puisque la masse atomique relative A_r indique combien de fois un atome est plus lourd que le douzième de la masse d'un atome de carbone 12, la masse moléculaire relative indiquera, évidemment, combien de fois une molécule est plus lourde que le douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

Quand on dit, par exemple, que la masse moléculaire relative de l'eau est 18, cela signifie qu'une molécule H_2O est 18 fois plus lourde que le douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

La **masse moléculaire relative** M_r d'une molécule est le rapport entre la masse de cette molécule et le douzième de la masse d'un atome de carbone 12, choisi comme masse-étalon. La masse moléculaire relative est aussi un **nombre pur**.

De façon pratique, on calcule la masse moléculaire relative en additionnant les masses atomiques relatives des atomes composant la molécule, multipliées par leur indice respectif.
Exemples :

M_r de H_2O = (2 x 1,008) + (1 x 15,999) = 18,015 arrondi à 18
M_r de $Mg(OH)_2$ = (1 x 24,305) + 2 (15,999 + 1,008) = 58,319 arrondi à 58,3



✍ **Activité 9** (corrigé au point 2.2.2 page 42)
Calculez la masse moléculaire relative de :

H_2SO_4	sulfate d'hydrogène	.....
$Al(OH)_3$	hydroxyde d'aluminium	.....
Fe_2O_3	oxyde de fer(III)	.....

☐ La mole

Si vous buvez un verre d'eau ou si vous prenez un comprimé d'aspirine, vous utilisez des quantités dites macroscopiques, c'est-à-dire des quantités que vous pouvez voir et peser.
Pouvez-vous imaginer le nombre d'atomes ou de molécules que vous utilisez ?
Calculons, par exemple, le nombre de molécules d'eau contenues dans un verre d'une capacité de 200 ml ou 0,200 dm^3 d'eau. Comme la masse volumique de l'eau vaut 1 $kg.dm^{-3}$, le verre contient 200 g d'eau.
Une molécule d'eau a une masse de **18,015** u, c'est-à-dire 18,015 x $1,661.10^{-27}$ = $29,92.10^{-27}$ kg
Le nombre de molécules contenues dans les 200 g (0,200 kg) d'eau est

$$\frac{0,200}{29,92.10^{-27}} = 6,684.10^{24} \text{ molécules}$$

Vous vous rendez compte que les quantités que nous utilisons habituellement mettent en jeu un nombre très élevé de particules (atomes, molécules ou ions).
Pour éviter de manipuler de trop grands nombres lorsque nous mesurons les quantités de matière impliquées dans des réactions, il a été nécessaire de définir une nouvelle unité de mesure de la quantité de matière.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

En chimie, cette **unité de mesure de la quantité de matière** est la **mole** (symbole : mol).

On définit la mole comme étant la quantité de matière qui contient autant de particules de cette matière qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.
Ce nombre, appelé nombre d'Avogadro et symbolisé par N_A, vaut $6{,}022.10^{23}$.

Une mole d'atomes contient un nombre défini d'atomes : le nombre d'Avogadro = $6{,}022.10^{23}$.
De même, une mole de molécules contient un nombre défini de molécules : $6{,}022.10^{23}$. Donc, une mole d'eau contient $6{,}022.10^{23}$ molécules d'eau.

Une mole de n'importe quel ensemble de particules contient toujours le même nombre de particules, c'est-à-dire $6{,}022.10^{23}$ particules.

Le type de particules doit généralement être spécifié : atomes, molécules, ions, électrons… En effet, si on parle d'une mole d'azote, il faut préciser s'il s'agit d'atomes d'azote N ou de molécules d'azote N_2. Par contre, il n'est pas nécessaire de l'indiquer pour une mole de (molécules de) dioxyde de carbone CO_2, par exemple.
La notion de mole s'applique également aux mélanges : ainsi, une mole d'air est un mélange qui contient 78,09% de N_2, 20,95% de O_2, 0,93% d'Ar, 0,03% de CO_2 et des traces d'autres gaz.

☐ Masse molaire *M*

Sachant qu'une mole d'eau contient $6{,}022.10^{23}$ molécules d'eau, nous pouvons maintenant calculer la masse d'une mole d'eau :

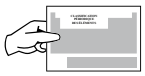
$$6{,}022.10^{23} \text{ x } 29{,}92.10^{-27} \text{ kg} = 18{,}02.10^{-3} \text{ kg} = 18{,}02 \text{ g}$$

La **masse molaire** *M* de l'eau est la masse qui contient $6{,}022.10^{23}$ exemplaires de cette molécule. La masse molaire s'exprime en g/mol et vaut donc 18,02 g/mol pour l'eau.
Nous remarquons que la masse molaire de l'eau s'exprime en g/mol par le même nombre que sa masse moléculaire.
À titre d'exercice, nous pouvons calculer le nombre de moles d'eau contenues dans le verre.
Le verre contient $6{,}684.10^{24}$ molécules; une mole d'eau contient $6{,}022.10^{23}$ molécules.

Le nombre de moles d'eau vaut : $\dfrac{6{,}684.10^{24}}{6{,}022.10^{23}} = 11{,}10$ moles

Le nombre de moles d'eau peut également se calculer par : $\dfrac{200 \text{ g}}{18{,}02 \text{ g/mol}} = 11{,}10$ moles

Nous obtenons des résultats identiques, quelle que soit la méthode utilisée.



✍ **Activité 10** (corrigé au point 2.2.2 page 42)
a. Calculez le nombre de moles d'atomes et le nombre d'atomes que contiennent 55,847 g de fer (Fe).
b. Vous buvez une canette d'eau; combien avalez-vous de molécules d'eau ?

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.2.2 Corrigé des activités

Activité 1
Le nombre atomique Z du soufre (S) est 16.
L'atome de cet élément possède 16 protons et donc 16 électrons.

Activité 2
Pour l'isotope $^{39}_{19}K$, le nombre atomique $Z = 19$ et le nombre de masse $A = 39$
Il y a donc 19 protons, 20 (= 39 – 19) neutrons et 19 électrons.

Activité 3

Formule	Nombre de molécules	Nombre d'atomes	Nombre total d'atomes
H_2O	1 molécule	2 atomes d'H et 1 atome d'O	3
H_2SO_4	1 molécule	2 atomes d'H, 1 atome de S et 4 atomes d'O	7
$2\ H_2SO_4$	2 molécules	4 atomes d'H, 2 atomes de S et 8 atomes d'O	14
$Ca(OH)_2$	1 molécule	1 atome de Ca, 2 atomes d'O et 2 atomes d'H	5
3 NaCl	3 molécules	3 atomes de Na et 3 atomes de Cl	6

Activité 4
Si, sur la bouteille d'eau minérale, les symboles sont affectés d'un signe, c'est pour indiquer que les minéraux qui s'y trouvent ne sont pas sous forme moléculaire **neutre**, mais sous forme **ionique**.
En présence d'eau, certaines molécules se dissocient en ions. Cette étiquette d'eau minérale nous renseigne sur les différents ions qui sont dissous dans l'eau.
Vous observez également qu'il y a des ions porteurs d'une ou plusieurs charges positives et d'autres porteurs d'une ou plusieurs charges négatives.

Activité 5
a. Un atome de zinc a perdu deux électrons, la nouvelle particule formée est un **ion positif**, c'est-à-dire un **cation**. La formule de cet ion s'écrit $\mathbf{Zn^{2+}}$. Le nombre atomique Z de l'élément Zn vaut 30. L'ion Zn^{2+} contient donc 30 – 2 = **28** électrons.

b. Un atome de fluor a gagné un électron, la nouvelle particule formée est un **ion négatif**, c'est-à-dire un **anion**. La formule de cet ion s'écrit $\mathbf{F^-}$. Il contient 9 + 1 = **10** électrons.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Activité 6

Ion positif	Charge	Ion négatif	Charge	Formule de la molécule
Na^+	1+	Cl^-	1–	NaCl
Ca^{2+}	2+	Cl^-	1–	$CaCl_2$
Al^{3+}	3+	Cl^-	1–	$AlCl_3$

Activité 7

Pour $^{13}_{6}C$, m = (**6** x 1,673.10^{-27} + **7** x 1,675.10^{-27} + **6** x ~~9,109.10^{-31}~~) = 2,176.10^{-26} kg

On peut négliger la masse des électrons.

Activité 8

Calcul de la masse moléculaire.

HNO_3 1,008 + 14,007 + 3 x 15,999 = 63,012 **u** (valeur arrondie : 63 u)

$Ca(OH)_2$ 40,078 + 2 (15,999 + 1,008) = 74,092 **u** (valeur arrondie : 74,1 u)

Activité 9

Calcul de la masse moléculaire relative.

H_2SO_4 sulfate d'hydrogène 2 x 1,008 + 32,066 + 4 x 15,999 = 98,078 (98,1)

$Al(OH)_3$ hydroxyde d'aluminium 26,982 + 3 (15,999 + 1,008) = 78,003 (78)

Fe_2O_3 oxyde de fer(III) 2 x 55,847 + 3 x 15,999 = 159,691 (159,7)

Si vous comparez ces réponses aux réponses de l'activité 8, vous constatez que le calcul se fait de la même manière, mais que l'unité **u** s'impose lorsqu'il s'agit de la **masse moléculaire** et qu'il y a **absence d'unité** lorsqu'il s'agit de la **masse moléculaire relative**.

Activité 10

a. Nombre de moles d'atomes et nombre d'atomes que contiennent 55,847 g de fer (Fe).
La mesure de la masse d'une mole d'atomes s'exprime en grammes par le même nombre que la masse atomique.
55,847 g (masse atomique exprimée en g) est donc la masse d'une mole d'atomes de Fe.
La mole est la quantité de matière qui contient 6,022.10^{23} particules de cette matière.
Une mole d'atomes de Fe, c'est-à-dire 55,847 g, contient 6,022.10^{23} atomes de Fe.

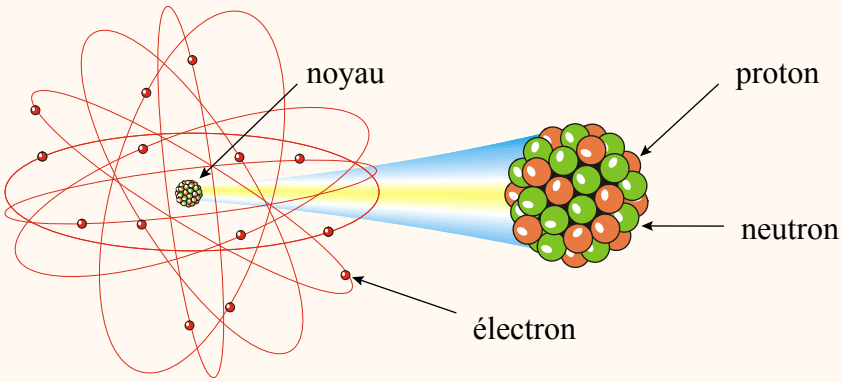
b. Soit une canette contenant 0,330 l d'eau, c'est-à-dire 330 g d'eau.
Une mole d'eau a une masse de 18,015 g et contient 6,022.10^{23} molécules.
Nombre de moles contenues dans la canette, c'est-à-dire dans 330 g : 330/18,015 = **18,32 moles**
Nombre de molécules contenues dans cette canette : 18,32 x 6,022.10^{23} = **1,103.10^{25} molécules**

Pour la facilité du calcul, certains livres utilisent le nombre 6.10^{23} et d'autres le nombre 6,02.10^{23}.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.3 Synthèse de la leçon

La divisibilité de la matière est limitée.
L'**atome** est la plus petite entité de matière qui se conserve au cours d'un phénomène chimique.
L'atome est constitué - d'un **noyau** formé de **protons** et de **neutrons**
- d'un nuage électronique formé d'**électrons** gravitant à grande distance autour du noyau.



Chaque proton (p^+) porte une charge positive alors que les neutrons (n°) sont électriquement neutres. Le noyau est donc chargé d'électricité positive.
Chaque électron (e^-) porte une charge négative. L'atome contient autant de protons que d'électrons : il est électriquement neutre.
La masse des électrons étant négligeable devant la masse des protons et des neutrons, la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Nombres caractéristiques de l'atome : *Z* et *A*
Z est le **nombre (numéro) atomique**, c'est-à-dire le nombre de protons, et donc le nombre d'électrons dans l'atome.
A est le **nombre de masse**, c'est-à-dire le nombre de nucléons (protons + neutrons) formant le noyau.

Un **élément chimique** est l'ensemble des atomes qui ont le même nombre atomique Z.

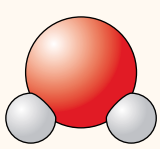
nombre de masse → $^{A}_{Z}\mathbf{X}$ → symbole de l'élément
nombre atomique → $^{A}_{Z}\mathbf{X}$

L'atome d'un élément est représenté par un **symbole**.

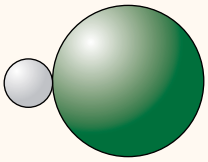
Les **isotopes** sont des atomes d'un même élément (même symbole, même nombre de protons et donc, même nombre atomique *Z*), qui diffèrent par leur nombre de neutrons, et donc, par leur nombre de masse *A*.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

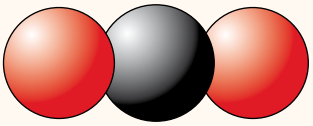
La **molécule** est un assemblage ordonné d'un nombre limité d'atomes liés les uns aux autres. Elle est représentée par une formule qui indique la nature des atomes (symboles) et leur nombre (indices).



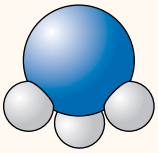
H_2O



HCl



CO_2



NH_3

Un **ion** est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une ou plusieurs charge(s) électrique(s) unitaire(s) positive(s) ou négative(s).
Un **cation** est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une ou plusieurs charge(s) positive(s).
Un **anion** est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une ou plusieurs charge(s) négative(s).

Un **électrolyte** est un composé qui se dissout dans l'eau en se dissociant en ions, ce qui permet à la solution formée de conduire le courant électrique.

La **masse atomique** d'un élément m_a est la moyenne des masses des différents isotopes, pondérée selon leur abondance relative dans l'élément à l'état naturel. Elle s'exprime en u, sachant que $1\ u = 1{,}661.10^{-27}$ kg.
La **masse atomique relative** A_r d'un atome est le rapport entre la masse de cet atome et le douzième de la masse de l'atome de carbone 12, choisie comme masse-étalon. La masse atomique relative est un nombre pur.

La **masse moléculaire** m_m est la somme des masses atomiques des atomes constitutifs d'une molécule. Comme la masse atomique, la masse moléculaire s'exprime en u.
La **masse moléculaire relative** M_r d'une molécule est le rapport entre la masse de cette molécule et le douzième de la masse de l'atome de carbone 12, choisie comme masse-étalon. La masse moléculaire relative est un nombre pur.

La **mole** est la **quantité de matière** qui contient autant de particules de cette matière qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12. Ce nombre, appelé **nombre d'Avogadro**, vaut $\mathbf{6{,}022.10^{23}}$.
Une mole de n'importe quel ensemble de particules (atomes, molécules, ions, électrons…) contient toujours le même nombre de particules, c'est-à-dire $6{,}022.10^{23}$.

La **masse molaire** M d'une particule (molécule, atome, ion…) est la masse qui contient $6{,}022.10^{23}$ exemplaires de cette particule.
La masse molaire s'exprime en g/mol.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4 Évaluation de la leçon

2.4.1 Test d'autocontrôle

■ Consignes de travail

Votre leçon étant terminée, voici votre test d'autocontrôle. Il vous permettra de faire le point sur vos connaissances. Il comprend neuf questions sur les notions que vous devez maîtriser sans difficulté pour aborder la suite du cours. Nous espérons vous voir atteindre le maximum.
Réfléchissez avant d'arrêter votre choix et évitez surtout de répondre au hasard; ce test est destiné à vous aider en vous permettant une autoévaluation et non à vous juger ou vous noter.
Si vous n'obtenez pas toutes les bonnes réponses, résolvez vos problèmes de connaissances et de compréhension en vous aidant du corrigé et du cours avant d'aborder la suite.

Bon travail !

■ Questionnaire

1. Quelle est la proposition dans laquelle tous les symboles sont écrits correctement ?
a. Ac - Nb - ag
b. F - Tc - Bi
c. Ce - Cad - Co
d. FR - Rh - Al

2. Enlever $3e^-$ à un atome possédant 13 protons :
a. est possible, mais 3 protons vont quitter le noyau
b. donne l'ion Al^{3+}
c. donne l'ion Al^{3-}
d. n'est pas possible

3. Sur le tableau périodique vous trouvez :

50
Sn
118,71

Sn = symbole de l'étain

La grandeur représentée par 50 est :
a. le nombre atomique
b. le nombre de masse
c. le nombre de neutrons
d. la masse atomique relative

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

4. La masse moléculaire relative de Na_2CO_3 vaut :
a. 52
b. 95
c. 106
d. 130

5. La masse du proton vaut $1{,}673.10^{-24}$ g. Exprimée en kg cette masse vaut :
a. 1673.10^{-24} kg
b. $1{,}673.10^{-21}$ kg
c. $1{,}673.10^{-27}$ kg
d. 1673.10^{-27} kg

6. Écrivez la formule du corps composé de :
a. 1 atome d'hydrogène, 1 atome d'azote, 3 atomes d'oxygène .....
b. 2 atomes de sodium, 1 atome de soufre, 4 atomes d'oxygène .....
c. 1 atome d'aluminium et 3 « groupes » OH .....
(les différents atomes sont donnés dans l'ordre d'écriture)

7. $C_{12}H_{22}O_{11}$ est la formule du sucre de betterave (saccharose).
Cela signifie qu'une molécule de saccharose est formée de ..... atomes de carbone, ... atomes d'hydrogène, ... atomes d'oxygène.
La masse moléculaire du saccharose vaut ..... .
La masse molaire du saccharose est de ..... .
La masse moléculaire relative du saccharose est de ..... .

8. Complétez les tableaux suivants :

8.1

	Nombre de protons	Nombre d'électrons
K	19	.....
Cu^{2+}	.....	27
Al^{3+}	13	.....
Br^-	35	.....
S^{2-}	.....	18

8.2

Particule	Charge	Masse/u	Situation
proton	.....	1	.....
.....	0	1	.....
.....	–1	.....	nuage électronique

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

8.3

Symbole	Nombre atomique *Z*	Nombre de neutrons *N*	Nombre de masse *A*
a.	22	.....	48
b.	.....	110	184
c. $^{...}_{...}Co$	.....	.....	60

9. Calculez la masse atomique du chrome sachant que le chrome naturel est un mélange de quatre isotopes dont les masses et les abondances naturelles sont les suivantes :

Nombre de masse	Masse isotopique relative	Abondance naturelle %
50	49,946	4,35
52	51,941	83,79
53	52,941	9,50
54	53,939	2,36

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C.

1. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Les symboles chimiques sont constitués de deux lettres au maximum, la première lettre est une majuscule et la seconde lettre, si elle existe, doit être une minuscule.
   La proposition a. est fausse car « ag » est constitué de 2 minuscules. On aurait dû écrire Ag (argent).
   La proposition c. est fausse car « Cad » possède 3 lettres. On aurait dû écrire Cd (cadmium).
   La proposition d. est fausse car « FR » est constitué de 2 lettres majuscules. On aurait dû écrire Fr (francium).

2. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Une perte d'électrons crée un ion positif, jamais un ion négatif.
   La proposition a. est fausse car un noyau n'est pas modifié dans les transformations chimiques.

3. **La proposition correcte est la proposition a.**
   50 est le nombre atomique : $Z = 50$
   Le nombre de masse, et, par conséquent, le nombre de neutrons, ne sont pas donnés.
   La masse atomique relative vaut 118,71.

4. **La proposition correcte est la proposition c.**
   La masse moléculaire relative de Na_2CO_3 se calcule comme ceci :
   $2 \times 22{,}990 + 1 \times 12{,}011 + 3 \times 15{,}999 = 105{,}988 \approx 106$
   La proposition a. correspond à la combinaison des nombres atomiques au lieu des masses molaires.

5. **La proposition correcte est la proposition c.**
   La masse du proton vaut $1{,}673.10^{-24}$ g ou $1{,}673.10^{-27}$ kg. ($1\ g = 10^{-3}\ kg$)

6. a. HNO_3 et non HN3O
   b. Na_2SO_4 et non 2NaS4O
   Le nombre d'atomes d'une espèce présents dans une molécule se renseigne par **un indice** qui s'écrit **en bas à droite du symbole**.
   c. $Al(OH)_3$ et non AlO3H3 ni Al3OH
   Certaines molécules peuvent contenir plusieurs fois un même groupe d'atomes associés.
   Dans ce cas, on écrit le groupe d'atomes entre des parenthèses que l'on affecte de l'indice prévu.

7. Une molécule de saccharose est formée de **12** atomes de carbone, **22** atomes d'hydrogène et **11** atomes d'oxygène.
   Masse moléculaire : $m_m = 12 \times 12{,}011 + 22 \times 1{,}008 + 11 \times 15{,}999 = 342{,}297 \approx 342{,}3$ u
   Masse molaire : $M = 342{,}3$ g/mol
   Masse moléculaire relative : $M_r = 342{,}3$

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

8.1

	Nombre de protons	Nombre d'électrons
K	19	**19**
Cu^{2+}	**29**	27
Al^{3+}	13	**10**
Br^{-}	35	**36**
S^{2-}	**16**	18

Un atome est neutre. Dans un atome, le nombre de protons est égal au nombre d'électrons.
Un ion contient un nombre d'électrons différent (plus petit ou plus grand) que l'atome correspondant. Il est positif s'il y a eu perte d'électron(s). Il est négatif s'il y a eu gain d'électron(s).

8.2

Particule	Charge	Masse/u	Situation
proton	**+1**	1	**noyau**
neutron	0	1	**noyau**
électron	–1	**négligeable (0)**	nuage électronique

8.3

Symbole		Nombre atomique *Z*	Nombre de neutrons *N*	Nombre de masse *A*
a.	$^{48}_{22}$**Ti**	22	**26**	48
b.	$^{184}_{74}$**W**	**74**	110	184
c.	$^{60}_{27}$**Co**	**27**	**33**	60

a. Le nombre de neutrons est égal au nombre de masse moins le nombre atomique ($A - Z$), c'est-à-dire $48 - 22 =$ **26** neutrons. L'élément de nombre atomique **22** est le titane, de sorte que le symbole de cet isotope est $^{48}_{22}$**Ti**. On l'appelle le titane 48.

b. Le nombre de protons est égal au nombre de masse moins le nombre de neutrons, c'est-à-dire $184 - 110 =$ **74** protons. L'élément de nombre atomique **74** est le tungstène, de sorte que le symbole de cet isotope est $^{184}_{74}$**W**.

c. Le symbole indiqué est celui du cobalt. Le nombre atomique de l'élément cobalt est **27**.
Le symbole de l'isotope présenté ici est $^{60}_{27}$**Co**.
Le noyau de cet isotope contient $60 - 27 =$ **33** neutrons.

9. La masse atomique du chrome est la somme des masses des quatre isotopes, pondérée chacune en fonction de son abondance propre :

$m_a = 4{,}35.10^{-2} \times 49{,}946 + 83{,}79.10^{-2} \times 51{,}941 + 9{,}50.10^{-2} \times 52{,}941 + 2{,}36.10^{-2} \times 53{,}939$
$= 51{,}996$ u

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Leçon 3

Modèles atomiques

2.1 Introduction

2.1.1 Motivation

Pour expliquer un certain nombre de phénomènes comme, par exemple, l'électricité, les physiciens et les chimistes ont recherché un modèle de représentation de l'atome. Ce modèle a évolué au cours du temps, en fonction des découvertes et des connaissances des savants. Nous avons retenu pour vous le modèle atomique de Rutherford-Chadwick et le modèle atomique de Bohr qui sont, à l'heure actuelle, les modèles les mieux structurés.

2.1.2 Objectifs de la leçon

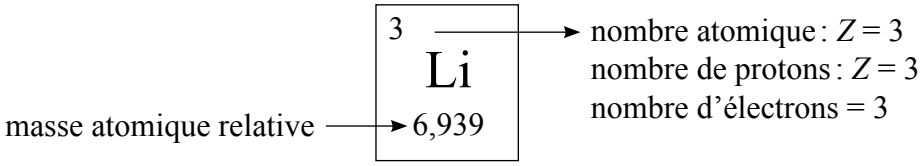
À la fin de cette leçon, vous devrez être capable de déterminer la structure électronique d'un atome selon le modèle de Rutherford-Chadwick et selon le modèle de Bohr.

2.1.3 Plan de la leçon

- **Modèle atomique de Rutherford-Chadwick**
- **Modèle atomique de Bohr**

2.1.4 Prérequis de la leçon

À partir de la case du tableau périodique représentant l'atome de lithium, vous pouvez déterminer la composition d'un atome de lithium.



Si l'on sait en plus que les isotopes du lithium sont le lithium 6 et le lithium 7, leurs nombres de masse sont respectivement $A = 6$ et $A = 7$, et on peut déterminer :

- le nombre de nucléons des deux isotopes : $A = 6$ et $A = 7$
- le nombre de neutrons des deux isotopes : $A - Z = 6 - 3 = 3$ et $A - Z = 7 - 3 = 4$

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.1.5 Matériel

Une expérience vous sera proposée pour vérifier un phénomène. Voici le matériel à rassembler :

un réchaud à alcool ou un camping gaz;
un ramequin ou un petit saladier rempli d'eau;
un morceau de fil de fer (un trombone déplié);
un morceau de fil de cuivre (fil électrique dénudé);
une pince;
du sel de cuisine.

2.2 Contenu de la leçon

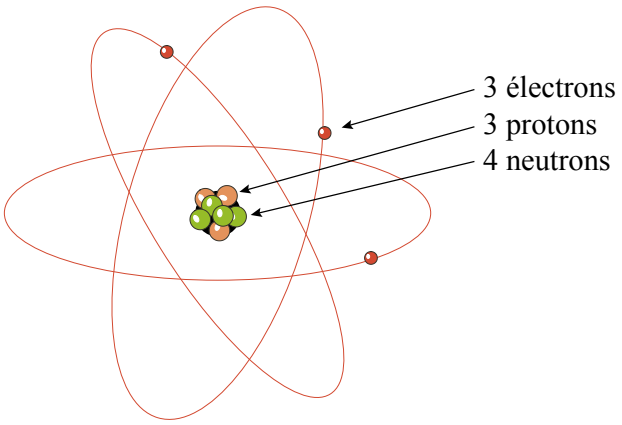
2.2.1 Leçon

■ Modèle atomique de Rutherford-Chadwick

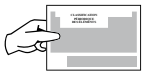
Un modèle scientifique est l'image que les scientifiques se font de quelque chose qu'ils ne peuvent voir directement et qu'ils élaborent à partir d'observations indirectes et d'hypothèses vérifiées. Quand un modèle scientifique ne permet plus de rendre compte des observations faites, les scientifiques élaborent d'autres modèles. La mise à l'épreuve de ceux-ci aboutit à l'émergence de l'un d'entre eux qui est alors retenu par la communauté scientifique jusqu'à ce qu'il devienne insatisfaisant.
Le modèle établi par Rutherford (1911) a été complété par Chadwick après la découverte du neutron (1932). Il s'énonce de la manière suivante :

Tout atome est composé :
1. d'un noyau qui comprend : un ou plusieurs protons, zéro, un ou plusieurs neutrons } ce sont les nucléons.
2. d'un nuage électronique formé d'électrons qui gravitent autour du noyau et qui sont en nombre égal à celui des protons.
Tout atome est électriquement neutre.

Suivant ce modèle, l'atome de lithium 7 peut être schématisé comme ceci :



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique



✍ **Activité 1** (corrigé au point 2.2.2 page 56)
Déterminez la composition d'un atome de phosphore 31 et donnez son symbole.
Nombre d'électrons : ..... Nombre de nucléons : .....
Nombre de protons : ..... Nombre de neutrons : .....

■ Modèle atomique de Bohr

☐ Limites du modèle de Rutherford-Chadwick

Si le modèle atomique suggéré par Rutherford et Chadwick permet de rendre compte de nombreux phénomènes, il ne permet cependant pas d'expliquer certains faits expérimentaux, entre autres l'émission particulière de lumière par des métaux chauffés.
En effet, pour découvrir la nature chimique d'une substance, les chimistes la passent souvent à la flamme, car la couleur de la flamme donne en général une indication intéressante. Vous connaissez certainement les lampes jaunes au sodium qui éclairent nos autoroutes.

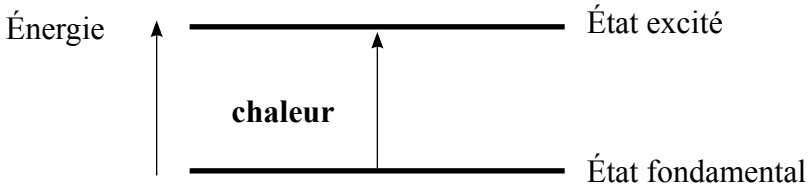
✍ **Activité 2** (corrigé au point 2.2.2 page 56)
Pour vérifier ce phénomène, nous vous proposons une petite expérience.
Rassemblez le matériel décrit au point 2.1.5 (page 51).
1. Allumez le réchaud ou le camping gaz.
2. Faites une petite boucle avec le fil de fer et plongez cette boucle dans l'eau.
3. Passez-la à la flamme afin de débarrasser le fer de ses impuretés.
4. Plongez la boucle dans l'eau et ensuite dans le sel. Qu'observez-vous ?
   a. ……
5. Présentez la boucle dans la flamme : le sel brûle. Quelle est la couleur de la flamme ?
   b. ……
6. Faites également une boucle avec le fil de cuivre et passez-la à la flamme. Quelle est la couleur de la flamme ?
   c. ……

Pour comprendre ces comportements, il faut d'abord admettre que, avant d'être mis dans la flamme, les atomes du métal se trouvent dans un état stable appelé **l'état fondamental**.
Dans cet état, les électrons possèdent une énergie cinétique[4] suffisante pour leur permettre de résister à l'attraction exercée par le noyau.
Cependant, dès que le métal est fortement chauffé, l'énergie calorifique reçue par ses atomes, insuffisante pour perturber leur noyau, est absorbée par certains électrons.

[4] L'énergie cinétique est une énergie de mouvement.

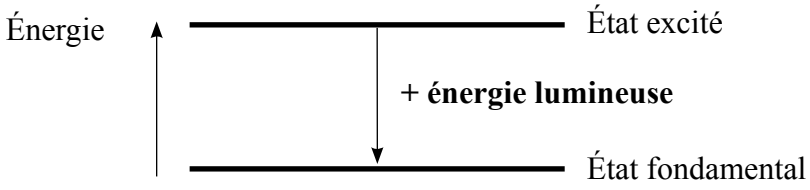
© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Ces électrons possèdent, dès lors, plus d'énergie que dans l'état fondamental : ils sont dits **excités**, ce qui signifie qu'ils sont passés du niveau d'énergie fondamental à un niveau d'énergie supérieur.

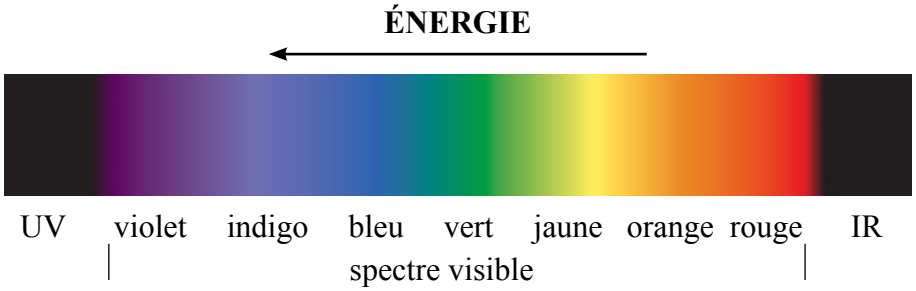


Comment interpréter, d'une part, l'émission de lumière, et, d'autre part, la coloration particulière de la lumière émise : jaune pour le sodium, bleu-vert pour le cuivre ?

- L'émission de lumière peut s'expliquer de la façon suivante : un atome qui a atteint un état électronique excité est dans une situation très instable. En environ 10^{-8} s, il retourne à l'état fondamental en émettant sous forme de lumière la différence d'énergie entre le niveau excité et le niveau fondamental.



- Il reste à expliquer la coloration caractéristique de la flamme propre à chacun des métaux.
  La lumière blanche résulte d'un mélange de couleurs; à chaque couleur est associée une énergie qui lui est propre. Cette énergie croît du rouge au violet.



Ceci permet de déduire que la coloration jaune de la flamme propre au sodium traduit une restitution d'énergie moins importante que celle du potassium (coloration violette), mais plus importante que celle du lithium (coloration rouge). Et si la quantité d'énergie restituée est différente d'un atome à l'autre, c'est que la quantité d'énergie absorbée est également différente pour le sodium, le potassium et le lithium.

Si la quantité d'énergie absorbée est différente, c'est donc que les électrons excités peuvent atteindre des niveaux d'énergie différents. En conséquence, il faut admettre que **différents niveaux d'énergie doivent exister** dans les atomes.
C'est à partir de l'étude de la lumière émise par les atomes d'hydrogène que **Bohr** a proposé en 1913 un **nouveau modèle atomique** qui s'appuie sur la théorie des **quanta** d'Einstein.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

☐ Les niveaux d'énergie des électrons

Bohr imagine que les électrons se situent, autour du noyau, sur des couches distinctes correspondant à **différents niveaux d'énergie**. Ainsi :
- la couche K est une région où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 1$;
- la couche L est une région où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 2$;
- la couche M est une région où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 3$;

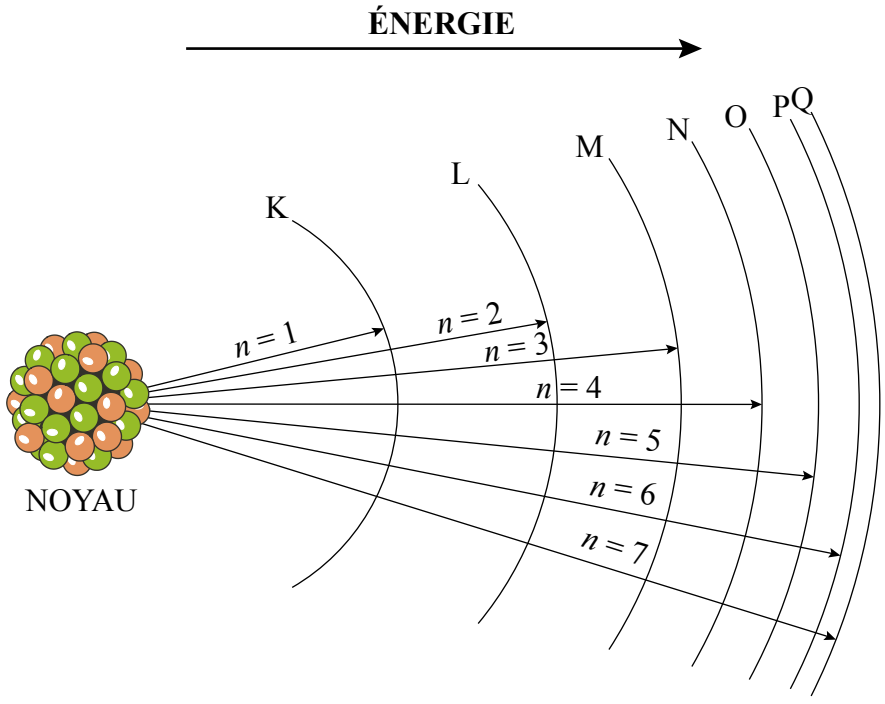
et ainsi de suite.

De plus, selon ce modèle :
- chacune de ces couches (selon les atomes) est occupée par un ou plusieurs électrons;
- les électrons, chargés négativement, exercent sur les autres une force de répulsion : il ne peut donc y en avoir un nombre quelconque sur chaque couche.

Le **nombre maximal d'électrons** que l'on peut trouver sur les différentes couches vaut $\mathbf{2\ n^2}$.
En appliquant cette règle, nous trouvons aisément le nombre maximum d'électrons par couche
- sur la couche K ($n = 1$) : $2 \times 1^2 = 2$ électrons
- sur la couche L ($n = 2$) : $2 \times 2^2 = 8$ électrons
- sur la couche M ($n = 3$) : $2 \times 3^2 = 18$ électrons
- sur la couche N ($n = 4$) : $2 \times 4^2 = 32$ électrons

Cette règle est sans doute utilisable pour les couches O, P, Q, mais n'est pas vérifiable car ces couches ne sont jamais complètes dans les éléments naturels ou artificiels.

Le schéma ci-dessous nous montre les différents niveaux d'énergie que peuvent occuper les électrons.



© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

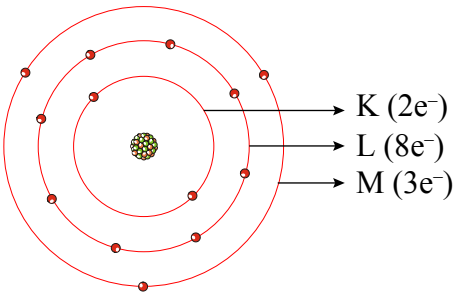
☐ Répartition des électrons des 20 premiers éléments

Grâce au modèle de Bohr, il devient donc possible de proposer une répartition des électrons par couche. On imagine que les électrons d'un atome se répartissent d'abord en remplissant la couche la plus proche du noyau, puis la deuxième couche, et ainsi de suite jusqu'à ce que tous les électrons soient distribués. Résumée en un tableau, voici la répartition des électrons des éléments de $Z = 1$ à $Z = 20$:

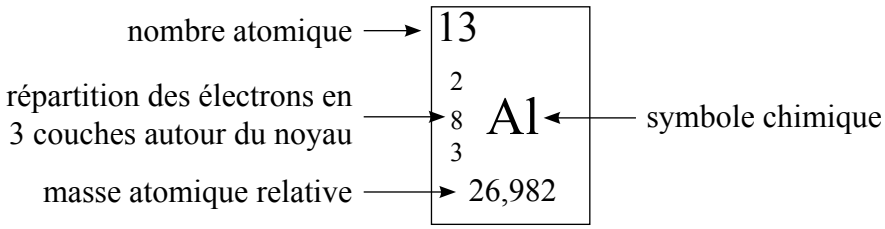
Z	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Élément	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Couche K ($n = 1$)	1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Couche L ($n = 2$)	–	–	1	2	3	4	5	6	7	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
Couche M ($n = 3$)	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	1	2	3	4	5	6	7	8	8	8
Couche N ($n = 4$)	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	–	1	2

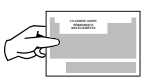
Observez bien ce tableau; il préfigure l'explication de l'agencement du tableau périodique des éléments dans la série 3.

La répartition des électrons d'un élément peut aussi être représentée de manière schématique.
Par exemple, pour l'aluminium ($Z = 13$) qui possède un total de 13 e^-, on dessinera :



On peut trouver facilement, sur une case du tableau périodique, le nombre de couches d'électrons entourant le noyau et le nombre d'électrons par couche. Par exemple, pour l'aluminium :





Activité 3 (corrigé au point 2.2.2 page 56)
Selon le modèle de Bohr, quelle est la répartition des électrons par couche dans l'atome de potassium ?

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.2.2 Corrigé des activités

Activité 1

Composition d'un atome de phosphore 31, qui a pour symbole ^{31}P ou $^{31}_{15}P$ car $Z = 15$ et $A = 31$.

Nombre d'électrons : 15 Nombre de nucléons : 31

Nombre de protons : 15 Nombre de neutrons : 31 – 15 = 16

Activité 2

a. Les cristaux de sel s'accrochent au fil.

b. La couleur jaune vif vous indique que vous êtes en présence de sodium; le sel de cuisine contient du sodium.

c. Vous constaterez une couleur bleu-vert.

Activité 3

L'atome de potassium, symbole K, a le nombre atomique $Z = 19$.

Sur la case 19 du tableau périodique vous voyez que les 19 électrons d'un atome de cet élément sont répartis de la manière suivante :

couche K : 2 électrons; couche L : 8 électrons; couche M : 8 électrons; couche N : 1 électron.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.3 Synthèse de la leçon

Modèle de Rutherford-Chadwick

Tout atome est composé :

1. d'un **noyau** qui comprend : un ou plusieurs **protons**
   zéro, un ou plusieurs **neutrons** } ce sont les **nucléons**.
2. d'un nuage électronique formé d'**électrons** qui gravitent autour du noyau et qui sont en nombre égal à celui des protons.

Tout atome est électriquement neutre.

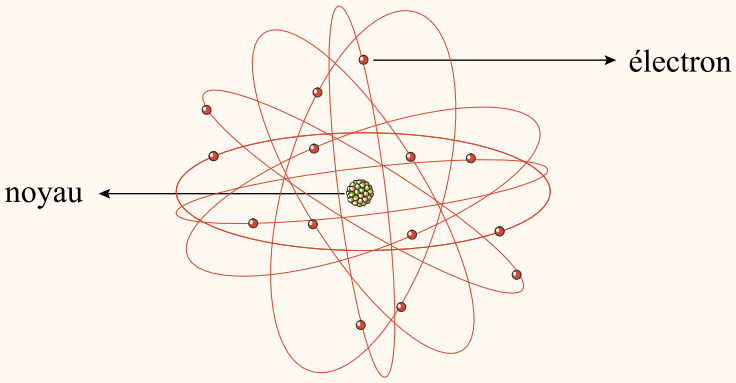


Schéma de l'atome de silicium selon Rutherford-Chadwick

Modèle de Bohr (1913)

Les électrons se situent autour du noyau, sur des couches distinctes correspondant à **différents niveaux d'énergie**.

Le **nombre maximal d'électrons** que l'on peut trouver sur les différentes couches vaut **2** $\boldsymbol{n}^2$.

La couche K est une région où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 1$; max. 2 électrons.

La couche L est une région où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 2$; max. 8 électrons.

La couche M contient les électrons de niveau d'énergie $n = 3$; max. 18 électrons.

La couche N contient les électrons de niveau d'énergie $n = 4$; max. 32 électrons.

Cette règle n'est pas vérifiable pour les couches O, P, Q, car ces couches ne sont jamais complètes dans les éléments naturels ou artificiels.

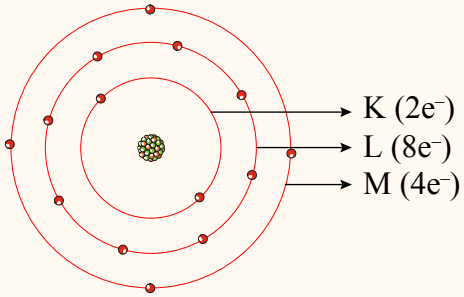


Schéma de l'atome de silicium selon Bohr

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4 Évaluation de la leçon

2.4.1 Test d'autocontrôle

■ Consignes de travail

Votre leçon étant terminée, voici votre test d'autocontrôle. Il vous permettra de faire le point sur vos connaissances.
Il comprend quatre questions sur les notions que vous devez maîtriser sans difficulté pour aborder la suite du cours.
Nous espérons vous voir atteindre le maximum.
Réfléchissez avant d'arrêter votre choix et évitez surtout de répondre au hasard; ce test est destiné à vous aider en vous permettant une autoévaluation et non à vous juger ou vous noter.
Si vous n'obtenez pas toutes les bonnes réponses, résolvez vos problèmes de connaissances et de compréhension en vous aidant du corrigé et du cours avant d'aborder la suite.

Bon travail !

■ Questionnaire

1. Donnez le nom de l'atome qui a :
   a. 8 protons ……..
   b. 12 électrons ……..

2. Donnez le nom et le symbole des éléments possédant la répartition électronique suivante :
   a. 2; 8; 8 nom : …….. symbole : ……..
   b. 2; 8; 8; 2 nom : …….. symbole : ……..
   c. 2; 8; 18; 5 nom : …….. symbole : ……..

3. Quelle est, selon le modèle de Bohr, la répartition des électrons par couche de l'atome de chlore ?

4. Quelle est la composition de l'isotope de l'iode ^{123}I employé pour la détection des troubles de la glande thyroïde ?

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

2.4.2 Corrigé commenté du T.A.C.

1. a. 8 protons $Z = 8$; oxygène.
b. 12 électrons $Z = 12$; magnésium.

2. Le nom des éléments possédant la répartition électronique suivante est :

a. 2; 8; 8	$Z = 18$	argon	Ar
b. 2; 8; 8; 2	$Z = 20$	calcium	Ca
c. 2; 8; 18; 5	$Z = 33$	arsenic	As

3. L'atome de chlore, symbole Cl, a le nombre atomique $Z = 17$. Il est donc constitué de 17 électrons répartis de la manière suivante :
couche K ($n = 1$) : 2 électrons; couche L ($n = 2$) : 8 électrons; couche M ($n = 3$) : c'est la dernière couche pour le chlore, on y trouvera les 7 électrons restants.

4. L'iode, I, a le nombre atomique $Z = 53$, ce qui indique que cet atome est constitué de 53 électrons et 53 protons. Le nombre de masse de l'isotope employé pour la détection des troubles de la glande thyroïde est 123.
Le noyau de cet isotope contient donc $A - Z = 123 - 53 = 70$ neutrons.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

3 Synthèse de la série

Propriétés caractéristiques des trois états de la matière

Solide	Liquide	Gaz
Volume déterminé	Volume déterminé	Pas de volume déterminé
Forme propre	Pas de forme propre	Pas de forme propre
Très faible compressibilité	Très faible compressibilité	Très grande compressibilité
Grande cohésion	Faible cohésion	Aucune cohésion

Changements d'état

Fusion : état solide ⟶ état liquide;
Solidification : état liquide ⟶ état solide;
Vaporisation : état liquide ⟶ état gazeux (vapeur);
Liquéfaction : état gazeux ⟶ état liquide;
Sublimation : état solide ⟶ état gazeux;
Condensation : état gazeux ⟶ état solide.

Les transformations physiques sont réversibles, donc, à pression constante, la température de solidification est égale à la température de fusion et, de même, la température de liquéfaction est égale à la température d'ébullition.

Dissolution

Une **solution** est le mélange obtenu après **dissolution** d'un soluté dans un solvant.
La concentration d'une solution est la quantité de soluté dissoute dans un litre de solution.
Une solution est saturée lorsqu'une quantité ajoutée de soluté ne peut plus s'y dissoudre.
La cristallisation est un phénomène physique qui a lieu à partir d'une solution saturée.

Composition de la matière

L'**atome** est la plus petite entité de matière qui se conserve au cours d'un phénomène chimique.
L'atome est constitué :
- d'un **noyau** formé de **protons** (porteurs d'une charge positive) et de **neutrons** (électriquement neutres).
- d'un nuage électronique formé d'**électrons** (porteurs d'une charge négative) gravitant à très grande distance autour du noyau.

L'atome contient autant de protons que d'électrons : il est électriquement neutre.
La masse des électrons étant négligeable devant la masse des protons et des neutrons, la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Chaque atome est représenté par un **symbole** et est caractérisé par deux nombres : ***A*** et ***Z***.
A : **nombre de masse** = le nombre de **nucléons** (protons + neutrons) formant le noyau.
Z : **nombre atomique** = le nombre de protons et le nombre d'électrons.

$${}^{A}_{Z}\mathbf{X}$$

Un **élément chimique** est l'ensemble des atomes qui ont le même nombre atomique *Z*.
Des **isotopes** sont des atomes d'un même élément dont le noyau contient un nombre identique de protons mais des nombres différents de neutrons.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

La **molécule** est un assemblage ordonné d'un nombre limité d'atomes liés les uns aux autres. Elle est représentée par une formule qui indique les espèces d'atomes (symboles) et leur nombre (indices).
Un **ion** est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une ou plusieurs charge(s) électrique(s) unitaire(s) positive(s) ou négative(s). Un ion positif est un **cation**. Un ion négatif est un **anion**.
Un **électrolyte** est un composé qui se dissout dans l'eau en se dissociant en ions, ce qui permet à la solution formée de conduire le courant électrique.

La **masse atomique** d'un élément m_a s'exprime en **u**. 1 u = $1{,}661.10^{-27}$ kg.
La **masse atomique relative** A_r d'un atome est le rapport entre la masse de cet atome et le douzième de la masse de l'atome de carbone 12, choisie comme masse-étalon. La masse atomique relative est un **nombre pur**.
La **masse moléculaire** m_m est la somme des masses atomiques des atomes constitutifs d'une molécule. La masse moléculaire s'exprime en u.
La **masse moléculaire relative** M_r d'une molécule est le rapport entre la masse de cette molécule et le douzième de la masse de l'atome de carbone 12, choisie comme masse-étalon. La masse moléculaire relative est un nombre pur.
La **mole** est la **quantité de matière** qui contient autant de particules de cette matière qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12. Ce nombre, appelé **nombre d'Avogadro**, vaut $6{,}022.10^{23}$.
Une mole de n'importe quel ensemble de particules (atomes, molécules, ions, électrons…) contient toujours le même nombre de particules, c'est-à-dire $6{,}022.10^{23}$.
La **masse molaire** s'exprime en grammes par mole par le même nombre que la masse atomique ou moléculaire.

Modèle atomique de Rutherford-Chadwick

Tout atome est électriquement neutre et est composé :
1. d'un **noyau** qui comprend un ou plusieurs **protons** et zéro, un ou plusieurs **neutrons** } les **nucléons**
2. d'un nuage électronique constitué d'**électrons** qui évoluent autour du noyau et sont en nombre égal à celui des protons.

Modèle atomique de Bohr

Les électrons se situent, autour du noyau, sur des couches distinctes correspondant à **différents niveaux d'énergie**.
Le **nombre maximal d'électrons** que l'on peut trouver sur les différentes couches vaut $\mathbf{2\,n^2}$.

Couche	K	L	M	N
n	1	2	3	4
$2\,n^2$	2	8	18	32

Cette règle n'est pas vérifiable pour les couches O, P, Q car ces couches ne sont jamais complètes dans les éléments naturels ou artificiels.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

4 Évaluation de la série

4.1 Test d'autocontrôle

■ Consignes de travail

Votre série étant terminée, voici votre test d'autocontrôle. Il vous permettra de faire le point sur vos connaissances.
Il comprend dix questions sur les notions que vous devez maîtriser sans difficulté pour aborder la suite du cours.
Nous espérons vous voir atteindre le maximum.
Réfléchissez avant d'arrêter votre choix et évitez surtout de répondre au hasard; ce test est destiné à vous aider en vous permettant une autoévaluation et non à vous juger ou vous noter.
Si vous n'obtenez pas toutes les bonnes réponses, résolvez vos problèmes de connaissances et de compréhension en vous aidant du corrigé et du cours avant d'aborder la suite.

Bon travail !

■ Questionnaire

1. La masse atomique du fer (Fe) est :
a. 55,847
b. 55,847 u
c. 55,847 g

2. L'ion F^- a la même structure électronique que :
a. l'atome Ne
b. l'atome F
c. l'atome Ar

3. Parmi les caractéristiques suivantes : nombre de protons, nombre de neutrons, nombre d'électrons, quelles sont celles qui sont identiques pour 2 isotopes d'un même élément ?
a. le nombre d'électrons et le nombre de neutrons
b. le nombre de protons et le nombre d'électrons
c. le nombre de protons et le nombre de neutrons

4. Un ion H^+ a une structure électronique identique à un :
a. électron
b. proton
c. neutron

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

5. Parmi les 4 éléments dont on donne la répartition des électrons en couches, l'élément Ca est :
a. K : 2 L : 8 M : 4
b. K : 2 L : 8 M : 8 N : 1
c. K : 2 L : 8 M : 8 N : 2

6. La liquéfaction est :
a. le passage de l'état liquide à l'état gazeux
b. le passage de l'état solide à l'état liquide
c. le passage de l'état gazeux à l'état liquide

7. On souhaite obtenir une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration égale à 0,1 mol/l. La quantité de NaCl à dissoudre dans 1 litre d'eau est :
a. 2 g
b. 5,84 g
c. 5,84 kg

8. L'état de la matière caractérisé par une grande cohésion est l'état :
a. solide
b. liquide
c. gazeux

9. L'état de la matière n'ayant pas de volume déterminé est l'état :
a. solide
b. liquide
c. gazeux

10. Dans un graphique de changement d'état, le palier de température signifie que :
a. la température reste constante pendant le changement d'état
b. le temps reste constant pendant le changement d'état
c. la phase de transition est très stable

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

4.2 Corrigé commenté du T.A.C.

1. **La proposition correcte est la proposition b.**
   m_a (Fe) = 55,847 u
   La proposition a. correspond à la masse atomique **relative** car c'est un nombre sans unité.
   La proposition c. correspond à la masse d'une mole d'atomes de fer; la masse d'une mole ou masse **molaire** s'exprime en g/mol.

2. **La proposition correcte est la proposition a.**
   L'ion F^- a la même structure électronique que l'atome de néon, Ne. En effet, l'ion F^- est un atome de fluor (9 électrons) qui a gagné 1 électron. Cet ion possède donc 10 électrons comme l'atome Ne.

3. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Deux isotopes d'un même élément ont le même nombre de protons et d'électrons. Ils ont des nombres de neutrons différents.

4. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Un ion H^+ a une structure électronique identique au proton; l'atome d'hydrogène est constitué d'un proton et d'un électron. L'ion H^+ est un atome H qui a perdu 1 électron. Il est, par conséquent, constitué d'un proton.

5. **La proposition correcte est la proposition c.**
   La configuration K : 2; L : 8; M : 8; N : 2 indique que cet atome possède 20 e^- donc Z = 20. Cette configuration est celle de l'atome de calcium.

6. **La proposition correcte est la proposition c.**
   La liquéfaction est le passage de l'état gazeux à l'état liquide.
   Le passage de l'état solide à l'état liquide est la fusion.
   Le passage de l'état liquide à l'état gazeux est la vaporisation.

7. **La proposition correcte est la proposition b.**
   Une mole de NaCl pèse 22,990 + 35,453 = 58,443 ≈ 58,4 g, donc 0,1 mole pèse 5,84 g.

8. **La proposition correcte est la proposition a.**
   L'état solide est caractérisé par une grande cohésion. En effet, on peut tenir en main un objet solide, car toutes les parties du solide sont liées entre elles.
   Les liquides ne peuvent pas être saisis entre les doigts, car ils s'écoulent. Les gaz ne peuvent pas non plus être saisis entre les doigts. Les liquides et les gaz sont des fluides.

9. **La proposition correcte est la proposition c.**
   Dans les gaz, les particules sont animées de mouvements rapides et désordonnés.
   Entre deux chocs consécutifs, les molécules décrivent des trajectoires rectilignes : tout se passe comme si elles rebondissaient sur la paroi du récipient qui les contient. Cette image mécanique de l'agitation gazeuse explique l'expansibilité et la diffusibilité des gaz ainsi que la possibilité des gaz,

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

même plus lourds que l'air, de diffuser intégralement à travers un orifice de la paroi du récipient qui les contient.

10. La proposition correcte est la proposition a.
L'énergie thermique fournie pendant le changement d'état est utilisée pour rompre les liens entre les particules : il en résulte que la température reste constante pendant la durée du changement d'état.

4.3 Activités complémentaires

1. Si un atome d'oxygène gagne deux électrons, formera-t-il un ion positif ou un ion négatif ?

.....

2. Calculez la masse atomique relative moyenne (moyenne isotopique) de l'élément magnésium sachant qu'il est composé des isotopes suivants :
^{24}Mg (78,99%; m_a = 23,985 u); ^{25}Mg (10,00%; m_a = 24,986 u); ^{26}Mg(11,01%; m_a = 25,983 u).

.....
.....
.....

3. Calculez la masse (en grammes) correspondant à 300 moles de C_3H_8 (gaz propane)

.....
.....
.....

4. Complétez les tableaux suivants :

4.1

Atome	Symbole	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Masse atomique relative
phosphore potassium brome bore				

4.2

Formule	Composition de la molécule	Masse moléculaire	Masse molaire
H_2S H_2SO_4 $Fe(OH)_3$			

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

4.4 Corrigé des activités complémentaires

1. Un atome est neutre et un électron est une particule chargée négativement. Donc, lorsqu'un atome gagne deux électrons, il devient un ion négatif, c'est-à-dire un anion.
Lorsque l'atome d'oxygène gagne 2 électrons, il devient l'anion **oxyde** O^{2-}.

2. La masse atomique relative du magnésium est la somme des masses des trois isotopes, chacune pondérée en fonction de son abondance propre :
$m_a = 78{,}99.10^{-2} \times 23{,}985 + 10{,}00.10^{-2} \times 24{,}986 + 11{,}01.10^{-2} \times 25{,}983 = 24{,}305$ u
C'est la valeur que l'on trouve dans la case de l'élément magnésium du tableau périodique.

3. Une mole de propane a une masse de $3 \times 12{,}011 + 8 \times 1{,}008 = 44{,}097$ g $\approx 44{,}1$ g
300 moles ont une masse de $300 \times 44{,}1 = 13230$ g, soit 13,2 kg.

4.1

Atome	Symbole	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Masse atomique relative
phosphore	P	15	15	30,974
potassium	K	19	19	39,098
brome	Br	35	35	79,904
bore	B	5	5	10,811

4.2

Formule	Composition de la molécule	Masse moléculaire	Masse molaire
H_2S	2 atomes d'hydrogène (H) 1 atome de soufre (S)	$2 \times 1{,}008 + 32{,}066 \approx 34$ **u**	34 **g**
H_2SO_4	2 atomes d'hydrogène (H) 1 atome de soufre (S) 4 atomes d'oxygène (O)	$2 \times 1{,}008 + 32{,}066 + 4 \times 15{,}999 \approx 98$ **u**	98 **g**
$Fe(OH)_3$	1 atome de fer (Fe) 3 atomes d'oxygène (O) 3 atomes d'hydrogène (H)	$55{,}847 + 3\ (1{,}008 + 15{,}999) = 106{,}868 \approx 107$ **u**	107 **g**

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

4.5 Devoir de fin de série

■ Consignes de travail

Vous avez terminé cette deuxième série de leçons consacrées à la structure de la matière. Nous espérons que vous êtes satisfait(e) de votre travail et que vous vous apprêtez à passer à la série 3 qui se rapporte aux éléments chimiques.
Auparavant, nous vous proposons un devoir récapitulatif.
Résolvez les exercices sans faire appel à vos notes. En cas de doute cependant, n'hésitez pas à relire votre cours (leçon, corrigé du test d'autocontrôle…)
Faites un brouillon et gardez-le jusqu'à la réception de votre devoir. Vous pourrez ainsi mieux comprendre et corriger vos erreurs.
Vous renverrez votre version définitive sur la feuille prévue à cet effet. Il vous suffit de cocher la case appropriée.
N'oubliez pas de joindre la feuille avec le code-barres.
Attention ! Il vous faut au moins 10 bonnes réponses pour réussir ce devoir.

REMARQUES SUR LA MANIÈRE DE RÉPONDRE AUX QUESTIONS DU DEVOIR

Pour toutes les questions posées, plusieurs réponses vous sont proposées. UNE SEULE est correcte. C'est à vous de choisir et de cocher la lettre correspondant à la bonne réponse, comme vous l'avez déjà fait pour le devoir précédent.

Bon travail !

■ Questionnaire

1. « *Z* est le nombre atomique de l'élément chimique ». Parmi les propositions suivantes, la seule qui ne convient pas est :
a. *Z* représente le nombre de protons du noyau de l'atome
b. *Z* représente le nombre d'électrons de l'atome de cet élément
c. *Z* représente le nombre de neutrons du noyau de l'atome
d. *Z* représente le numéro d'ordre de l'élément chimique dans la classification périodique

2. Lorsque la glace fond, la température du système eau-glace :
a. augmente
b. diminue
c. ne change pas
d. augmente, reste constante, puis augmente encore

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

3. Dans l'ion S^{2-}, il y a :
a. 16 protons et 18 électrons
b. 18 protons et 16 électrons
c. 14 protons et 16 électrons
d. 16 protons et 14 électrons

4. L'ion Ca^{2+} est formé par :
a. le gain de 2 protons
b. le gain de 2 électrons
c. la perte de 2 électrons
d. la perte de 2 neutrons

5. La masse moléculaire de l'acide sulfureux (H_2SO_3) est :
a. 82
b. 82 kg
c. 82 g
d. 82 u

6. Dans l'écriture ^{200}Hg, la grandeur représentée par 200 est :
a. le nombre atomique
b. le nombre de masse
c. le nombre d'électrons
d. le nombre de neutrons

7. Les particules chargées négativement, ayant une masse de $9{,}1.10^{-31}$ kg, sont des :
a. électrons
b. protons
c. neutrons
d. ions

8. Dans 32 g d'oxygène (O_2), il y a :
a. 32 moles d'oxygène
b. 32 molécules d'oxygène
c. 1 mole d'oxygène
d. $6{,}022.10^{23}$ moles d'oxygène

9. L'élément As est caractérisé par la répartition des électrons en couches :
a. K : 2 L : 8 M : 3
b. K : 2 L : 8 M : 18 N : 6
c. K : 2 L : 8 M : 8
d. K : 2 L : 8 M : 18 N : 5

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

10. La définition correcte de la dissolution est :
a. le passage direct de l'état solide à l'état gazeux
b. le passage de l'état solide à l'état liquide à une température déterminée
c. l'addition d'un solide à un liquide
d. la dispersion d'un soluté dans un solvant

11. La définition correcte de la liquéfaction est :
a. le passage direct de l'état solide à l'état liquide
b. le passage direct de l'état gazeux à l'état liquide
c. le passage de l'état solide à l'état gazeux en passant par l'état liquide
d. la dispersion d'un soluté dans un solvant

12. Pour obtenir 1 litre de solution salée 1 mol/l avec du sel de cuisine (NaCl), la quantité de sel à utiliser est :
a. 28 g
b. 28 kg
c. 58,4 g
d. 58,4 kg

Cochez l'alternative correcte sur la grille suivante et recopiez soigneusement ce choix sur la feuille de devoir à renvoyer à l'EAD.

1.	**a**	**b**	**c**	**d**	**7.**	**a**	**b**	**c**	**d**
2.	**a**	**b**	**c**	**d**	**8.**	**a**	**b**	**c**	**d**
3.	**a**	**b**	**c**	**d**	**9.**	**a**	**b**	**c**	**d**
4.	**a**	**b**	**c**	**d**	**10.**	**a**	**b**	**c**	**d**
5.	**a**	**b**	**c**	**d**	**11.**	**a**	**b**	**c**	**d**
6.	**a**	**b**	**c**	**d**	**12.**	**a**	**b**	**c**	**d**

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Complétez ce formulaire :

NOM : ..... Prénom : .....
Adresse : Rue ..... N° .....
Code postal : ..... Localité : .....
N° d'inscription EAD : ..... Numéro du professeur : .....
Le précédent devoir corrigé m'est parvenu le : .....
Ce devoir est envoyé le : .....

Reportez vos réponses sur cette feuille.
Avez-vous agrafé en page 1 la feuille éditée par le Service et reprenant vos adresse et code à barres ?
Avez-vous tenu compte des remarques indiquées sur le devoir précédent ?

Ce devoir est arrivé chez votre professeur le : .....

Devoir de la série 2

Cochez l'alternative correcte :

1.	**a**	**b**	**c**	**d**	**7.**	**a**	**b**	**c**	**d**
2.	**a**	**b**	**c**	**d**	**8.**	**a**	**b**	**c**	**d**
3.	**a**	**b**	**c**	**d**	**9.**	**a**	**b**	**c**	**d**
4.	**a**	**b**	**c**	**d**	**10.**	**a**	**b**	**c**	**d**
5.	**a**	**b**	**c**	**d**	**11.**	**a**	**b**	**c**	**d**
6.	**a**	**b**	**c**	**d**	**12.**	**a**	**b**	**c**	**d**

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

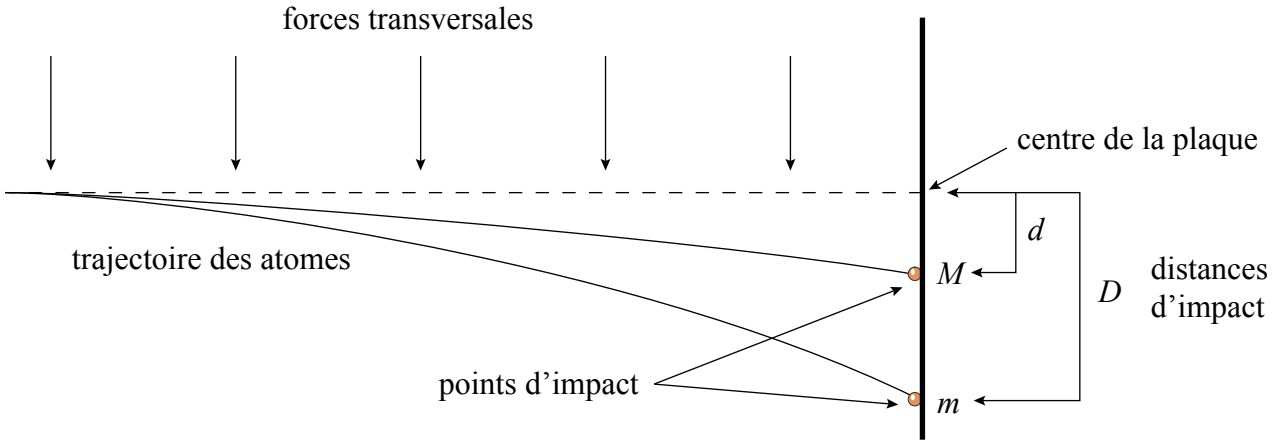
Cette feuille vous est réservée

Vous pouvez y inscrire vos remarques, suggestions, questions, critiques…

Annexe

■ Masse atomique relative et spectrométrie de masse

Depuis 1920 environ, la mesure de la masse atomique relative est réalisée à l'aide d'un spectromètre de masse. Cet appareil peut être assimilé à un long tube sous vide, dans lequel un grand nombre d'atomes sont projetés longitudinalement suivant l'axe central. S'ils ne sont pas soumis à une force transversale, ils «s'écrasent» au centre d'un détecteur (par exemple, une plaque photographique) qui se trouve au fond du tube et ce, quelle que soit leur masse.
Si ces atomes[5] sont déviés de leur trajectoire initiale par une force transversale, ils «s'écrasent» sur la plaque en des endroits distincts : leur point d'impact, visualisé par une tache noirâtre, est d'autant plus éloigné du centre de la cible que leur masse est petite.



La *distance* d'impact est inversement proportionnelle à la masse des atomes : plus la masse de l'atome est grande, plus la distance d'impact est petite. Pour $M > m$, alors $d < D$.
Donc, pour mesurer la masse atomique relative A_r d'atomes Y, on détermine leur distance d'impact d dans le spectromètre de masse et on compare avec la distance d'impact D d'atomes d'hydrogène pris comme atomes-étalons.

Le rapport $\frac{D}{d}$ est égal au rapport $\frac{\text{masse de l'atome Y}}{\text{masse de l'atome H}}$

d'où la masse de l'atome Y = $\frac{D}{d}$ x la masse de l'atome d'hydrogène

Par exemple, si pour des atomes N, $\frac{D}{d} = 14$, alors $\frac{\text{masse de l'atome N}}{\text{masse de l'atome H}} = 14$

ce qui signifie que l'atome d'azote est 14 fois «plus lourd» que l'atome d'hydrogène
ou encore que A_r (azote) = 14 A_r (hydrogène).

Cette méthode a permis de déterminer la masse atomique relative de tous les atomes avec une grande précision.

[5] Les atomes sont électrisés pour être sensibles aux forces transversales créées par un champ électrique et un champ magnétique.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

Communauté française de Belgique

Module 406 ENSEIGNEMENT À DISTANCE Série 2 de 12

Chimie C2D

Enseignement secondaire de transition - 2e degré

Corrigé

Agers

Mai 2008

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

1. La seule proposition incorrecte est la proposition c.
Z ne représente pas le nombre de neutrons du noyau de l'atome; en effet, le nombre de neutrons d'un atome est égal à $A - Z$.

2. La proposition correcte est la proposition c.
En effet, la température reste constante pendant la durée de la fusion, c'est-à-dire pendant la coexistence de la phase solide et de la phase liquide.
La proposition d. correspond à un système constitué uniquement de glace à une température inférieure à 0°C et qui est d'abord réchauffé jusqu'à cette température où la fusion commence. Dès l'apparition de la première goutte d'eau liquide, la température se stabilise à 0°C et ce, jusqu'à la disparition du dernier cristal de glace. Enfin, lorsque le système ne contient plus que de l'eau liquide, la température recommence à augmenter.

3. La proposition correcte est la proposition a.
Le nombre atomique du soufre est 16. L'atome de soufre possède donc 16 protons et 16 électrons. Si l'atome S devient l'ion S^{2-} en gagnant 2 électrons, cet ion possède 16 protons et 18 électrons.

4. La proposition correcte est la proposition c.

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,e^-$$

atome calcium ⟶ ion calcium 2 fois positif + $2\,e^-$
ce qui signifie que l'atome Ca a perdu 2 électrons et est devenu l'ion Ca^{2+}.

5. La proposition correcte est la proposition d.
La masse moléculaire de l'acide sulfureux (H_2SO_3) vaut
2 x 1,008 + 32,066 + 3 x 15,999 ≈ 82 u.
La masse moléculaire s'exprime en u, c'est-à-dire en unités de masse atomique.

6. La proposition correcte est la proposition b.
200 est le nombre de masse.
Rappelez-vous l'écriture conventionnelle :

nombre de masse ⟶ ^{A}X ⟵ symbole de l'élément
nombre atomique ⟶ $_{Z}$

7. La proposition correcte est la proposition a.
Ce sont des électrons.
Les protons sont des particules chargées positivement et les neutrons sont des particules neutres.
Quant à leurs masses, elles valent respectivement $1{,}673.10^{-24}$ g et $1{,}675.10^{-24}$ g.
Les ions peuvent être aussi chargés négativement, mais leur masse dépend du type d'ions.

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique

8. La proposition correcte est la proposition c.
En effet, une mole de molécules correspond à la masse moléculaire exprimée en grammes.
La masse moléculaire de l'oxygène O_2 est 2 x 15,999 ≈ 32 u.
32 g est donc la masse d'une mole d'oxygène O_2.
La proposition d. n'est pas correcte, car il n'est pas indiqué $6{,}022.10^{23}$ **molécules**, mais $6{,}022.10^{23}$ moles.

9. La proposition correcte est la proposition d.
K : 2; L : 8; M : 18; N : 5; le total des électrons est 33, c'est le nombre atomique de l'arsenic.
La proposition a. correspond à la structure électronique de l'aluminium (Al).
La proposition b. correspond à la structure électronique du sélénium (Se), voisin de l'arsenic dans le tableau périodique.
La proposition c. correspond à la structure électronique de l'argon (Ar).

10. La proposition correcte est la proposition d.
La proposition a. correspond à la sublimation; la proposition b. correspond à la fusion; la proposition c. n'exprime rien de précis.

11. La proposition correcte est la proposition b.
La proposition a. correspond à la fusion.

12. La proposition correcte est la proposition c.
La concentration d'une solution s'exprime en $mol.l^{-1}$ ou en $g.l^{-1}$; la masse d'une mole correspond à la masse moléculaire exprimée en grammes; pour calculer une masse moléculaire, on additionne les masses atomiques des atomes qui constituent la molécule. Ainsi, pour NaCl, les masses atomiques sont 22,990 u et 35,453 u; une mole de NaCl pèse 58,4 g (valeur arrondie).

© Enseignement à distance - Ministère de la Communauté française de Belgique